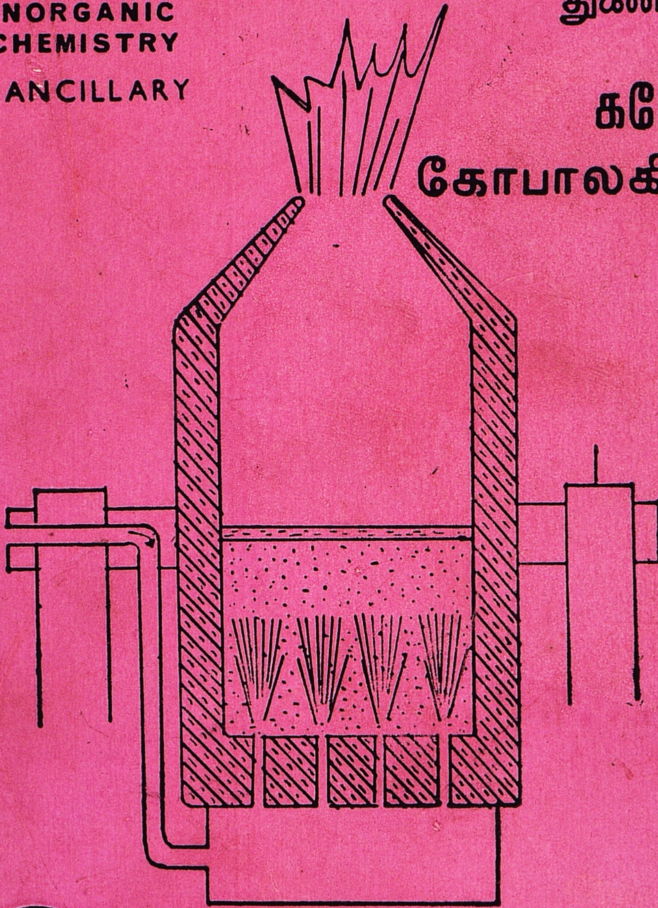
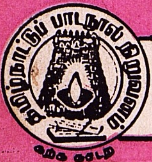
கனிம வேதியியல்

INORGANIC CHEMISTRY — ANCILLARY

துணைப்பாடம்



கணேச
கோபாலகிருட்டிணன்



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

த. பா. நி. (க. வெ.) வரிசை எண்—348

கனிம வேதியியல்

(துணைப்பாடம்)

(பட்டப்படிப்பிற்குரியது)

(திருத்தப்பட்ட பாடத்திட்டத்தின்படி வெளியிடப்படுகிறது)

ஆசிரியர்

கணேச கோபாலகிருட்டிணன், எம்.எஸ்ஸி.,

இணைப் பேராசிரியர், வேதியியல் துறை,

மாநிலக் கல்லூரி,

சென்னை.



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

First Edition—August, 1972
Reprint—April, 1977
Number of Copies — 2,000

T. N. T. B. S. (C. P.) No. 348

INORGANIC CHEMISTRY—ANCILLARY

GANESA GOPALAKRISHNAN

Price Rs. 3-60

Published by the Tamilnadu Textbook Society under the Centrally Sponsored Scheme of Production of books and literature in regional languages at the University level, of the Government of India in the Ministry of Education and Social Welfare (Department of Culture), New Delhi.

This book has been printed on concessional paper made available by the Government of India.

Printed by
MANI PRINTERS,
26/1, Medavakkam Tank Road,
Madras-600 010.

பதிப்புரை

கனிம வேதியியல் (துணைப்பாடம்) என்ற இந் நூல், தமிழ்நாட்டுப் பாட நூல் நிறுவனத்தின் சார்பில் வெளியான **348**ஆவது வெளியீடாகும். இதன் முந்தைய பதிப்புப் படிகள் அனைத்தும் விற்பனையாகிவிட்டன. ஆதலின், இப்பொழுது இந் நூல் மீண்டும் வெளிவருகின்றது. இந் நூல், மைய அரசு, கல்வி, சமூக நல அமைச்சகத்தின் 'மாநில மொழியில் பல்கலைக் கழக நூல்கள் வெளியிடும் திட்டத்'தின்கீழ் வெளியிடப்படுகிறது.

மேலாண்மை இயக்குநர்
தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

பொருளடக்கம்

			பக்கம்
1.	தனிம வரிசை வகையீடு		
1.1	அறிமுகம்	...	1
1.2	எண்ம விதி	...	1
1.3	லோதர் மேயரின் அணுப்பருமன் வளைவு	...	2
1.4	மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணை	...	4
1.5	மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையின் தற்கால வடிவம்	...	5
1.6	தொடர் வரிசைகள்	...	7
1.7	குழுக்கள்	...	8
1.8	மெண்டலீஃப் வகைபாட்டின் சிறப்புகள்	...	9
1.9	மெண்டலீஃப் வகைபாட்டின் குறைபாடுகள்	...	11
1.10	தனிம வரிசை அட்டவணையின் நீள் வடிவம்	...	12
1.11	எலக்ட்ரான்கள் அமைப்பும் தனிம வரிசை அட்டவணையும்	...	14
1.12	பண்புகளின் மீள் நிகழ்வு	...	15
2.	கன ஹைட்ரஜன்		
2.1	ஐசோட்டோப்புகள்	...	19
2.2	ஹைட்ரஜனின் ஐசோட்டோப்புகள்	...	20
2.3	கண்டுபிடிப்பு	...	21
2.4	தயாரிப்பு	...	21
2.5	பண்புகள்	...	24
2.6	பயன்கள்	...	25
3.	கன நீர்		
3.1	கண்டுபிடிப்பு	...	26
3.2	கன நீரின் பல வகைகள்	...	26
3.3	கிடைப்பு	...	26
3.4	தயாரித்தல்	...	27
3.5	பௌதிகப் பண்புகள்	...	28
3.6	வேதிப் பண்புகள்	...	28
3.7	பயன்கள்	...	29

பக்கம்

4. ஓசோன்

4.1 புறவடிவ மாற்றங்கள் ... 30
4.2 ஆக்சிஜனின் புறவேற்றுமை வடிவங்கள் ... 31
4.3 ஓசோன் ... 31
4.4 ஓசோன் தயாரிப்பு ... 32
4.5 பேரளவில் ஓசோன் தயாரிப்பு ... 34
4.6 தூய ஓசோன் தயாரிப்பு ... 35
4.7 ஓசோனின் பௌதிகப் பண்புகள் ... 36
4.8 ஓசோனின் வேதிப் பண்புகள் ... 36
4.9 ஓசோனின் பயன்கள் ... 39
4.10 ஓசோனின் வாய்பாடு ... 40
4.11 ஓசோனின் அமைப்பு ... 41

5. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு

5.1 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு ... 45
5.2 ஆய்வகத் தயாரிப்பு ... 45
5.3 பேரளவுத் தயாரிப்பு ... 47
5.4 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசலின் செறிவை மிகுத்தல் ... 49
5.5 பௌதிகப் பண்புகள் ... 49
5.6 வேதிப் பண்புகள் ... 50
5.7 பயன்கள் ... 52
5.8 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைக் கண்டறிதல் ... 52
5.9 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் அளவை மதிப்பிடல் ... 52
5.10 மூலக்கூற்றின் அமைப்பு ... 53

6. ஃப்ளோரின்

6.1 ஃப்ளோரின் ... 56
6.2 ஃப்ளோரினைப் பிரித்தெடுக்கும் முயற்சிகள் ... 56
6.3 பிரித்தெடுத்தல் தோல்வியுறக் காரணங்கள் ... 57
6.4 தோன்றுதல் ... 57
6.5 பிரித்தெடுத்தல் ... 57
6.6 பௌதிகப் பண்புகள் ... 62
6.7 வேதிப் பண்புகள் ... 62
6.8 பயன்கள் ... 64

பக்கம்

7. குளோரினின் ஆக்சிஜன் சேர்மங்கள்

7.1 குளோரினின் ஆக்சிஜன் சேர்மங்கள் ... 65
7.2 குளோரினின் ஆக்சைடுகள் ... 65
7.3 குளோரின் மோனாக்சைடு ... 66
7.4 குளோரின் டைஆக்சைடு ... 67
7.5 குளோரின் ஹெக்சாக்சைடு ... 68
7.6 குளோரின் ஹெப்டாக்சைடு ... 68
7.7 குளோரினின் ஆக்சி-அமிலங்கள் ... 69
7.8 ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலம் ... 69
7.9 குளோரஸ் அமிலம் ... 70
7.10 குளோரிக் அமிலம் ... 71
7.11 பெர்குளோரிக் அமிலம் ... 72
7.12 ஹைப்போக்குளோரைட்டுகள் ... 72
7.13 சோடியம் ஹைப்போக்குளோரைட் ... 73
7.14 சலவைத் தூள் ... 74
7.15 குளோரைட்டுகள் ... 78
7.16 குளோரேட்டுகள் ... 78
7.17 பெர்குளோரேட்டுகள் ... 80

8. நைட்ரஜன்

8.1 நைட்ரஜன் ... 82
8.2 தயாரிப்பு ... 82
8.3 பேரளவு தயாரிப்பு ... 83
8.4 நைட்ரஜனின் பண்புகள் ... 85
8.5 நைட்ரஜனின் பயன்கள் ... 86
8.6 நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகள் ... 86
8.7 நைட்ரஸ் ஆக்சைடு ... 86
8.8 நைட்ரிக் ஆக்சைடு ... 88
8.9 நைட்ரஜன் ட்ரை ஆக்சைடு ... 90
8.10 நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு ... 91
8.11 நைட்ரஜன் பென்டாக்சைடு ... 93
8.12 நைட்ரிக் அமிலம் ... 93
8.13 ஆய்வகத்தில் நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தயாரித்தல் ... 94
8.14 பேரளவில் நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தயாரித்தல் 95

பக்கம்

8.15 பர்க்லெண்ட் - ஐடு முறை ... 95
8.16 ஆஸ்ட்வால்டு முறை ... 98
8.17 நைட்ரிக் அமிலத்தின் பெளதிகப் பண்புகள் ... 101
8.18 நைட்ரிக் அமிலத்தின் வேதிப் பண்புகள் ... 101
8.19 நைட்ரிக் அமிலத்தின் பயன்கள் ... 103
8.20 உலோகங்களுடன் நைட்ரிக் அமிலத்தின் வினை ... 103
8.21 உலோக - நைட்ரிக் அமில வினையின் வழி முறைகள் ... 105
8.22 நைட்ரஜன் சுற்று ... 108
8.23 நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல் ... 110

9. பாஸ்பரஸ்

9.1 பாஸ்பரஸ் ... 114
9.2 பிரித்தெடுத்தல் ... 115
9.3 தூய்மையாக்கல் ... 116
9.4 புறவேற்றுமை வடிவங்கள் ... 116
9.5 பாஸ்பரஸின் பயன்கள் ... 119
9.6 ஆக்சைடுகள் ... 120
9.7 ஆக்சி - அமிலங்கள் ... 122
9.8 ஹைப்போ பாஸ்பரஸ் அமிலம் ... 123
9.9 பாஸ்பரஸ் அமிலம் ... 124
9.10 ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம் ... 124
9 11 பைரோ பாஸ்பாரிக் அமிலம் ... 126
9.12 மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலம் ... 127
9.13 பாஸ்பரஸ் ட்ரைக்குளோரைடு ... 128
9.14 பாஸ்பரஸ் பென்டாக் குளோரைடு ... 130
9.15 சூப்பர் பாஸ்பேட்டுகள் ... 132

10. உலோகங்கள்

10.1 உலோகங்களின் தோற்றம் ... 135
10.2 பொதுவான உலோகவியல் முறைகள் ... 136
10.3 உலோகங்களின் பண்புகள் ... 143

11. வெள்ளி

11.1 வெள்ளி ... 146
11.2 பிரித்தெடுப்பு ... 146

பக்கம்

11.3 பௌதிகப் பண்புகள் ... 150
11.4 வேதிப் பண்புகள் ... 150
11.5 பயன்கள் ... 151

12. தங்கம்
12.1 தங்கம் ... 152
12.2 வண்டல் தங்கத்திலிருந்து பிரித்தெடுத்தல் ... 152
12.3 ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்ஸிலிருந்து பிரித்தெடுத்தல் ... 154
12.4 தங்கத்தைத் தூய்மையாக்கல் ... 156
12.5 பண்புகள் ... 156
12.6 பயன்கள் ... 157

13. துத்தநாகம்
13.1 தோற்றம் ... 158
13.2 குறைப்பு முறையிற் பிரித்தெடுப்பு ... 158
13.3 மின்பகுப்பு முறையிற் பிரித்தெடுப்பு ... 160
13.4 பௌதிகப் பண்புகள் ... 162
13.5 வேதிப் பண்புகள் ... 162
13.6 பயன்கள் ... 164

14. வெள்ளீயம்
14.1 தோற்றம் ... 166
14.2 பிரித்தெடுப்பு ... 166
14.3 பௌதிகப் பண்புகள் ... 168
14.4 வேதிப் பண்புகள் ... 168
14.5 பயன்கள் ... 170

15. நிக்கல்
15.1 தோற்றம் ... 171
15.2 பிரித்தெடுப்பு ... 171
15.3 பௌதிகப் பண்புகள் ... 174
15.4 வேதிப் பண்புகள் ... 174
15.5 பயன்கள் ... 174

மேற்கோள் நூற்பட்டியல் ... 177
கலைச்சொற்கள் ... 178

1. தனிம வரிசை வகையீடு

(Periodical Classification of Elements)

1.1 அறிமுகம்

இதுவரை 104 தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. இவற்றுள் பல நமக்கு அறிமுகமானவை. சில மிகமிக அரிதானவை. சாதாரண வெப்பநிலைகளில் இவற்றுள் சில திண்மநிலையில் இருக்கின்றன; சில நீர்மநிலையில் இருக்கின்றன. மேலும் இவற்றின் வேதிப் பண்புகளைக் கருத்திற் கொள்ளின் இவற்றுள் பல வகைகள் இருப்பது புலனாகிறது. இதனால் இத்தனை தனிமங்களையும், இவற்றின் பண்புகளையும், இவற்றின் சேர்மங்களின் இயல்புகளையும் அறிதலும் ஆய்தலும் மிகவும் அரிதாகின்றது. இவற்றைப்பற்றிய அனைத்து உண்மைகளையும் எண்ணிப் பார்க்கவும் எடுத்துப் பயன் படுத்தவும் வேதியியல் பற்றிய விரிந்த, ஆழ்ந்த அறிவு நிறைந்தவராலேயே இயலும் என்னும் நிலை முகிழ்கிறது. எனவே, இவற்றை எளிதில் அறியக் குறைந்த முயற்சியாலேயே தெரிந்து உரைக்க ஒரு புதிய வழி காணவேண்டும் என்று தோன்றுகிறது. இந்த முயற்சியில் எண்ணிறந்த அறிவியல் அறிஞர்கள் ஈடு பட்டனர். அவர்களின் முயற்சிகளின் முடிவாகக் கிடைத்த வற்றைப் படிக்கட்டுகளாகக் கொண்டு இன்றைய அறிவியல் உலகம் எட்டிப் பிடித்திருப்பதுதான் இன்றைய தனிம வரிசை அட்டவணை. இதில் தனிமங்கள் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன. கூடவே பண்புகள்பற்றியும் கட்டியம் கூறப்படுகின்றன.

1.2 எண்ம விதி (Law of Octaves)

நியூலாண்ட்ஸ் (Newlands) என்பவர் ஆங்கிலநாட்டு அறிவியல் வித்தகர். இவர் தனிமங்களின் பண்புகளைப்பற்றிக் கருதாது தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளை அடிப்படையாகக் கொண்டு ஏறுவரிசையில் அமைத்தார். அந்த அமைப்பினை ஆழ்ந்து ஆராய்ந்த பின்னர்க் கீழ்வரும் முடிவுகளைக் கண்டார். அவைதாம்:

(அ) அனைத்துத் தனிமங்களும் ஒரு சிக்கலான அமைப்பின் பகுதிகள் ஆகும்.

(ஆ) தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணு எடைகளைப் பொறுத்து மாறுகின்றன.

(இ) பண்புகள் ஒரு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப்பின் மீண்டும் தோன்றுகின்றன. அதாவது, ஒரு தனிமம் அதிலிருந்து எட்டாவதாக அமையும் தனிமத்துடன் பண்புகளால் ஒத்திருக்கிறது.

கடைசியாகக் கண்ட முடிவை நியூலாண்ட்ஸ் 1866ஆம் ஆண்டு ஒரு விதியாக வெளியிட்டார். அந்த விதி அவர் பெயராலேயே நியூலாண்ட்ஸின் எண்ம விதி எனப்பட்டது. நியூலாண்ட்ஸ் அமைத்த தனிம வரிசை அட்டவணை கீழ்வருவதாகும் :

Li	Be	B	C	N	O	F
7	9	11	12	14	16	19
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
23	24	27	28	31	32	35·5
K	Ca					
39	40					

நியூலாண்ட்ஸின் எண்ம விதி பிற்காலத்தில் மலர்ந்த தனிம வரிசை அட்டவணைக்கு வித்தாக அமைந்தது. இருந்தும் அது பல்லாண்டுகள் பல கோணங்களில் இருந்து கிளம்பிய பல்வேறு எதிர்ப்புகளுக்கும் ஏளனத்திற்கும் இலக்காகியது. முடிவில் இருபத்தோர் ஆண்டுகள் கழித்து ராயல் கழகத்தினர் (Royal Society) இந்த விதியைப் பாராட்டி நியூலாண்ட்ஸுக்கு டேவி பதக்கம் (Davy Medal) அளித்து அவரைச் சிறப்பித்தனர்.

நியூலாண்ட்ஸ் தமது காலத்தில் தெரிந்திருந்த 63 தனிமங்களில் 44 தனிமங்களைத் தம் அட்டவணையில் தொகுத்தார். இருந்தும் அவருடைய விதி அணு எடை மிகுந்த தனிமங்களைப் பொறுத்த வரை பொருந்தாது போயிற்று. இதைத் தொடர்ந்து தெளிவான அமைப்பினை லோதர் மேயர் என்பவர் ஜெர்மனியிலும், மெண்டலீஃப் என்பவர் ரஷியாவிலும் தனித்தனியே ஒரே வேளையில் வெளியிட்டனர்.

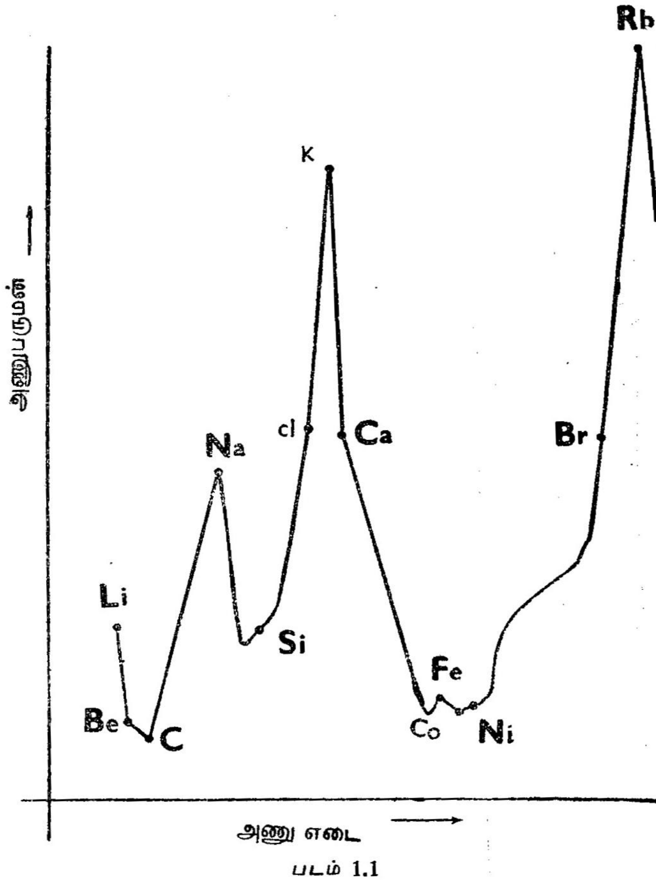
1.3 லோதர் மேயரின் அணுப் பருமன் வளைவு (Lother Mayer's Atomic Volume Curve)

1869-ல் லோதர் மேயர் ஒரு வரைபடத்தை வெளியிட்டார். அதில் தனிமங்களின் அணு எடைகளுக்கும் அணுப் பருமன்களுக்கும்

இடையில் உள்ள தொடர்பு காட்டப்பட்டிருந்தது. ஒரு தனி மத்தின் அணுப்பருமன் என்பது அதன் ஒரு பௌதிக மாறிலி (Physical Constant) ஆகும். அது பின்வருமாறு வரையறுக்கப்படும்:

$$\text{அணுப்பருமன்} = \frac{\text{அணு எடை}}{\text{திடநிலையில் உள்ள தனிமத்தின் ஒப்பு அடர்த்தி}}$$

லோதர் மேயர் வெளியிட்ட வரைபடம் தனிமங்களின் அணுப் பருமன்களையும் அணு எடைகளையும் எதிர் எதிராகக் கொண்டு



படம் 1.1

லோதர் மேயரின் அணுப்பருமன் வளைவு

புள்ளிகளைக் குறித்து இணைத்துப் பெறப்பட்டது. அது படம் 1.1-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது.

லோதர் மேயரின் அணுப்பருமன் வளைவில் ஒத்த பண்புகளுடைய கார உலோகங்கள் (alkali metals) வளைவுகளின் உச்சிகளில் அமைகின்றன. கனமான இடைநிலைத் தனிமங்கள் (Transition elements) வளைவுகளில் அடிகளை இணைக்கும் கோடுகளில் அமைகின்றன. இதுபோன்றே வளைவுகளின் அடுத்தடுத்த இடங்களில் அமையும் தனிமங்களின் பண்புகள் ஒழுங்காக மிகுவதைக் காணலாம்.

1.4 மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணை (Mendeleeff's Periodic Table)

1869-ல் மெண்டலீஃப் என்னும் இரஷ்ய நாட்டு அறிவியல் அறிஞர் நியூலாண்ட்ஸின் விதிக்குச் சில திருத்தங்களை வெளியிட்டார். கூடவே சற்று விரிவான ஒரு விதியையும் அதன் அடிப்படையில் அமைந்த தனிம வரிசை அட்டவணையையும் வெளியிட்டார். அவர் வெளியிட்ட விதி 'தொடர் வரிசை விதி'

H 1							
Li 7	Be 9.4	B	C 12	N 14	O 16	F 19	
Na 23	Mg 24	Al 27.4	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
K 39	Ca 40	—	Ti 50	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe Co Ni 56, 59, 59
Cu 63.4	Zn 65.2	—	—	As 75	Se 79.4	Br 80	
Rb 85.4	Sr 87.6	—	Zr 90	Nb 94	Mo 96	—	Ru Rh Pd 104.4, 104.4, 106.6
Ag 108	Cd 112	—	Sn	Sb 122	Te 128	I 127	
Cs 113	Ba 37	La 94	—	Ta 182	W 186	—	Os Ir Pt 199, 198, 197
Au 197	Hg 200	Ti 204	Pb 207	Bi 210	—		
			Th 118	—	U 238		

படம் 1.2
மெண்டலீஃபின் தொடர்வரிசை அட்டவணை

(Periodic Law) எனப்பட்டது. அந்த விதி பின்வருமாறு: 'தனிமங்களின் பௌதிக வேதியியற் பண்புகள் தம்முடைய அணு எடைகளையே சார்பாகக்கொண்டு மடங்கி மடங்கித் தோன்றுகின்றன.' இந்தத் தொடர்வரிசை விதியை அடிப்படையாகக் கொண்டு மெண்டலீஃப் வெளியிட்ட தனிம வரிசை அட்டவணை முன்பக்கம் தரப்பட்டுள்ளது.

மெண்டலீஃப் தன்னுடைய தனிம வரிசை அட்டவணையில் சில குறிப்பிட்ட தனிமங்களை நீக்கித் தனியான இடங்களில் அவற்றை வைத்தார். அதுவரை கண்டுபிடிக்கப்படாத தனிமங்களைப்பற்றி அறிந்து முன்னதாகவே தெரிவித்தார். அவை கண்டுபிடிக்கப் பட்டால் குறித்து வைப்பதற்கான இடங்களையும் ஒதுக்கினார்.

1.5 மெண்டலீஃப் தனிம வரிசை அட்டவணையின் தற்கால வடிவம் (Modern form of the Mendeleeff's Periodical Table)

தொடக்கத்தில் மெண்டலீஃப் ஆயத்தம் செய்த தனிம வரிசை அட்டவணை புதிய கண்டுபிடிப்புகளின் காரணமாகப் பல மாற்றங்களுக்கு உள்ளாகியது. எனினும், அட்டவணையின் அடிப்படை அமைப்புச் சிறிதும் மாறவில்லை. தொடர்ந்து செய்யப்பட்ட மாறுதல்களுக்குப் பின் கிடைத்த மெண்டலீஃப் தனிம வரிசை அட்டவணையின் இன்றைய வடிவத்தில் தனிமங்கள் அவற்றின் அணு எண்களை அடிப்படையாகக் கொண்டு ஏறுவரிசையில் அமைக்கப் பட்டுள்ளன.

தனிமங்களின் அணு எடைகள் மட்டும் தனிமங்களின் பண்புகளை முடிவுசெய்வதில்லை. மாறாக, ஒரு தனிம அணுவின் உட்கருவில் உள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையும் உட்கருவைச் சுற்றிச் சுழலும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் அந்தத் தனிமத்தின் சிறப்புப் பண்புகளைப் பெரிதும் முடிவுசெய்கின்றன என்பதை ஆய்வுகள் காட்டுகின்றன. இதனால் இன்றைய ஆவர்த்தன விதி (Modern Periodic Law) பின்வருமாறு கூறப்படுகிறது: 'தனிமங்களின் பௌதிக வேதிப் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களை அடிப்படையாகக் கொண்டு மடங்கி மடங்கித் தோன்றுகின்றன.'

இன்றைய ஆவர்த்தன விதியை அடிப்படையாகக் கொண்டு அணு எண் ஏறுவரிசையில் இருக்கும்படி தனிமங்களை அமைத்ததால் கிடைத்த இன்றைய தனிம வரிசை அட்டவணை (Modern Periodic table) படம் 1.3-ல் தரப்பட்டுள்ளது.

இன்றைய தனிம வரிசை அட்டவணையில் குழுக்கள் (Groups) எனப்படும் ஒன்பது செங்குத்துப் பிரிவிலும், தொடர்வரிசைகள் (Periods) எனப்படும் ஏழு படுக்கைப் பிரிப்பிலும் தனிமங்கள்

தொடர்கள்	வரிசைகள்	I (A B)	II (A B)	III (A B)	IV (A B)	V (A B)	VI (A B)	VII (A B)	VIII A	VIII B அல்லது "O"
		—குழுக்கள்—								
1	1	H 1 1 00797								He 2 4·0026
2	2	Li 3 6·939	Be 4 9·0122	B 5 10·811	C 6 12·01115	N 7 14 0067	O 8 15·9994	F 9 18·9984		Ne 10 20·183
3	3	Na 11 22·9898	Mg 12 24·312	Al 13 26 9815	Si 14 28·086	P 15 30·9738	S 16 32·064	Cl 17 35·453		Ar 18 39·948
4	4	K 19 39·102	Ca 20 40·08	Sc 21 44·956	Ti 22 47 90	V 23 50·942	Cr 24 51·996	Mn 25 54 9380	Fe 26 Co 27 Ni 28 55·847 58·9332 58·71	
	5	Cu 29 63·54	Zn 30 65·37	Ga 31 69·72	Ge 32 72·59	As 33 74·9216	Se 34 78·96	Br 35 79.909		Kr 36 83·80
5	6	Rb 37 85·47	Sr 38 87·62	Y 39 88·905	Zr 40 91·22	Nb 41 92·906	Mo 42 95·94	Tc 43 —	Ru 44 Rh 45 Pd 46 101·07 102·905 106·4	
	7	Ag 47 107·870	Cd 48 112·40	In 49 114·82	Sn 50 118·69	Sb 51 121·75	Te 52 129·60	I 53 126·9044		Xe 54 131·30
6	8	Cs 55 132·905	Ba 56 137·34	La 57 138·91*	Hf 72 178·49	Ta 73 180·948	W 74 183·85	Re 75 186·2	Os 76 Ir 77 Pt 78 190·2 192·2 195 0·9	
	9	Au 79 196·967	Hg 80 200·59	Ti 81 204·37	Pb 82 207·19	Bi 83 208·980	Po 84 —	At 85 —		Rn 86 —
7	10	F 87 —	Ra 88 226·05	Ac 89‡ —	104	105	106	107		

*லாந்தினைடு வரிசை	Ce 58 140.12	Pr 59 140.907	Nd 60 144.24	Pm 61 —	Sm 62 150·32	Eu 63 151.96	Gd 64	Tb 65 158.924	Dy 66 162·50	Ho 67 164.93	Er 68 167 26	Tm 69 169.934	Yb 70 173.04	Lu 71 175.97
‡ ஆக்டினைடு வரிசை	Tu 90 232.038	Pa 91 231	U 92 238.03	Np 93 237	Pu 94 239	Am 95 241	Cm 96 242	Bk 97 244	Cf 98 245	E 99 247	Fm 100 254	Mv 101 256	No 102 —	Lw 103 —

படம் 1.3

அமைக்கப்பட்டுள்ளன. அதன் சிறப்புக் கூறுகளைக் கீழ்வருகிறபடி தொகுத்துக் கூறலாம்.

(1) ஒன்பது செங்குத்துப் பிரிப்புகளும் (vertical columns) குழுக்கள் (Groups) எனப்படும். இவை 0-ல் இருந்து 9-வரை எண்ணிடப்பட்டுள்ளன.

(2) I முதல் VII வரை உள்ள குழுக்கள் ஒவ்வொன்றும் மேலும் A,B என்னும் இரண்டு உட்குழுக்களாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. VIII குழுவில் இடைநிலைத் தனிமங்கள் சில மும்மூன்றாக அமைந்துள்ளன. 0 குழுவில் மந்த வாயுக்கள் (inert gases) அமைந்துள்ளன.

(3) ஏழு படுக்கைப் பிரிவுகளும் (horizontal rows) தொடர்கள் (periods) எனப்படும்.

(அ) முதல் தொடரில் (First period) இரண்டு தனிமங்கள் மட்டும் உள்ளன (H—He).

(ஆ) இரண்டாவது தொடரில் (Second period) எட்டுத் தனிமங்கள் உள்ளன (Li—Ne). இதுபோல் மூன்றாவது தொடரில் (Third period) எட்டுத் தனிமங்கள் உள்ளன (Na—Ar). இந்த இரண்டு தொடர்களும் குறுந்தொடர்கள் (Short Periods) எனப்படும்.

(இ) நான்காவது தொடரில் 18 தனிமங்கள் உள்ளன. (K—Kr) இதுபோல் ஐந்தாவது தொடரில் 18 தனிமங்கள் உள்ளன (Rb—Xe). இந்த இரண்டு தொடர்களும் நெடுந்தொடர்கள் (Long periods) எனப்படும்.

(ஈ) ஆறாவது தொடரில் 32 தனிமங்கள் உள்ளன. இதற்குக் காரணம் கூடுதலாக உள்ள $\begin{bmatrix} \text{La } (57) \\ \text{Lu } (71) \end{bmatrix}$ அருமண் உலோகங்கள் (rare earth metals) ஆகும். இந்தத் தொடரும் நெடுந் தொடர் வரிசை எனப்படும்.

(உ) ஏழாவது தொடர்வரிசை முழுமை பெறுதது. இதில் இப்பொழுது 18 தனிமங்கள் உள்ளன. இவை கதிரியக்கம் உடையன. இவற்றுள் Np (93) முதல் Db (104) வரை உள்ள 16 தனிமங்களும் செயற்கை முறையில் தயார் செய்யப்பட்டவை. இவை 'யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள்' (Transuranium elements) எனப்படும்.

1.6 தொடர் வரிசைகள் (Periods)

தனிம அட்டவணையில் ஏழு தொடர்கள் உள்ளன. இவற்றில் தனிமங்கள் அணு எண்களின் ஏற்ற வரிசையில் அமைந்துள்ளன. இத் தொடர்களில் காணத்தகுந்த சிறப்பியல்புகளைப் பின் வருகிறபடி தொகுத்துப் படைக்கலாம்.

(1) பண்பு மாற்றம் : ஒவ்வொரு தொடரின் தொடக்கத்திலும் சோடியம், பொட்டாஷியம் போன்ற கார உலோகங்கள் (Alkali Metals) உள்ளன; முடிவில் நியான், ஆர்கான் போன்ற மந்த வாயுக்கள் (அலோகங்கள்) உள்ளன. இதிலிருந்து ஒரு தொடரில் இடமிருந்து வலம் நகர்ந்தால் தனிமங்களின் உலோகப் பண்பு படிப்படியாகக் குறைந்து அலோகப் பண்பு படிப்படியாக மிகுவது தெளிவாகும்.

(2) இணைதிறன் மாற்றம் : ஒவ்வொரு குறுந்தொடரிலும் தனிமங்களின் இணைதிறன்கள் (Valency) சீராக மாறுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, மூன்றுவது தொடரினைக் கருத்தில் கொள்க. இதில் உள்ள தனிமங்களின் இணைதிறன், இவற்றின் ஹைட்ரைடு களில் (Hydrides) ஒன்றிலிருந்து தொடங்கி, நான்குவரை உயர்ந்து, மீண்டும் படிப்படியாகக் குறைந்து ஒன்றுகிறது. ஆனால், இவற்றின் ஆக்சைடுகளில் (Oxides) இவற்றின் இணைதிறன் ஒன்றிலிருந்து ஏழுவரை படிப்படியாக உயர்கிறது.

ஹைட்ரைடுகள்	NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl
இணைதிறன்	1	2	3	4	3	2	1
தனிமங்கள்	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
இணைதிறன்	1	2	3	4	5	6	7
ஆக்சைடுகள்	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7

(3) மூலைவிட்டத் தொடர்பு : இரண்டாவது தொடரில் உள்ள தனிமங்கள் மூன்றுவது தொடரில் உள்ள தனிமங்களுடன் மூலை விட்டத் தொடர்பு (Diagonal relationship) உடையன.

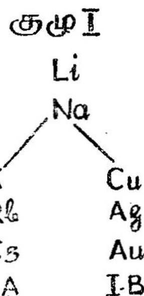
எடுத்துக்கட்டாக, லித்தியமும் (Lithium) மக்னீஷியமும் (Magnesium) பல வகைகளில் ஒத்துள்ளன. இதுபோல் பெரிலியமும் அலுமினியமும், போரானும் சிலிகானும் ஒன்றையொன்று ஒத்துள்ளன.

1.7. குழுக்கள் (Groups)

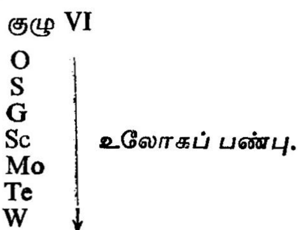
தனிம வரிசையில் மொத்தம் ஒன்பது குழுக்கள் (groups) உள்ளன. இவற்றுள், எட்டுக் குழுக்கள் முறையே 1,2,3,........8 எனப் பெயரிடப்படுகின்றன. ஆனால், கடைசிக் குழு '0 குழு'

என்று பெயரிடப்படுகிறது. இதற்குக் காரணம் இந்தக் குழுவில் அமைந்துள்ள மந்த வாயுக்களே. இந்தத் தனிமங்கள் பிற தனிமங்களுடன் இணையும் திறன் பெரிதும் இல்லாதன. எனவே, இவற்றின் இணைதிறன் 0. ஒவ்வொரு குழுவிலும் ஒத்த பண்புகள் உடைய தனிமங்கள் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன. இக் குழுக்களின் குறிப்பிடத்தக்க சிறப்பியல்புகளைக் கீழ்வருகிறபடி தொகுத்துப் படைக்கலாம் :

(1) ஓர் உட்குழுவில் (sub-group) இருக்கும் தனிமங்கள் அனைத்தும் ஒன்றையொன்று பண்பால் ஒத்துள்ளன. ஆனால், ஒரே குழுவில் இரண்டு உட்குழுக்களில் இருக்கும் தனிமங்கள் ஒன்றையொன்று பண்பால் மிகச் சிறிதே ஒத்துள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, முதற் குழு : இவற்றுள் I—A உட்குழுவைச் சேர்ந்த தனிமங்கள் (Li, Na, K, Rb, Cs) பண்பால் ஒன்றையொன்று ஒத்துள்ளன. ஆனால், அவை I—B உட்குழுவைச் சேர்ந்த தனிமங்களுடன் (Cu, Ag, Au) பண்பால் மிகச் சிறிதே ஒத்துள்ளன.



(2) ஒரு குழுவில் உள்ள தனிமங்கள் பௌதிக வேதியியற் பண்புகளால் ஒத்துள்ளன. ஆனால், இப் பண்புகள் தனிமங்களின் அணுஎடை கூடக்கூடச் சீராக மிகுகின்றன அல்லது குறைகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, VI குழு : இதில் உள்ள தனிமங்களின் அணு எடை கூடக்கூட உலோகப் பண்புகள் மிகுகின்றன.



1.8 மெண்டலீஃப் வகைபாட்டின் சிறப்புகள் (Merits of Mendeleeff's Classification)

(அ) புதிய தனிமங்களின் கண்டுபிடிப்பு (Discovery of New Elements) : மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையில் விட்டிருந்த வெற்றிடங்கள் கண்டுபிடிக்கப்படவேண்டிய தனிமங்களுக்கானவை. அவற்றின் இடங்களை அடிப்படையாகக் கொண்டு கண்டுபிடிக்கப்பட வேண்டிய தனிமங்களின் அணு எடைகளையும்

பௌதிகப் பண்புகளையும் வேதியியல் பண்புகளையும் மெண்டலீஃப் முன்னரே அறிவித்தார். இதனால் அறிவியல் உலகம் அந்தத் தனிமங்களைக் கண்டுபிடிக்கும் முயற்சியில் விரைந்து ஈடுபட்டது. இதன் விளைவாக, காலியம் (Gallium), ஜெர்மேனியம் (Germanium), ஸ்காண்டியம் (Scandium) போன்றவை கண்டு பிடிக்கப்பட்டன. இவற்றின் பண்புகள் மெண்டலீஃப் முன்னறி விப்புத் தந்த பண்புகளுடன் ஒத்திருந்தன.

(ஆ) அணு எடைகளை முடிவுகட்டுதல் (Determination of Atomic Weights) : மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு தனிமத்தின் இடம் (Position) அதன் இணைதிறனையும் (Valency) அணு எடையையும் குறிக்கிறது.

$$\text{அணு எடை} = \text{இணைதிறன்} \times \text{சமான எடை}$$

எனவே, ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை (Equivalent weight) சரியாகத் தெரிந்து அதன் இடமும் தனிம அட்டவணையில் தெரியின் அதன் அணு எடையைக் கணக்கிடலாம். எடுத்துக் காட்டு : பெரிலீயம் (Beryllium). இதன் சரியான அணு எடை மெண்டலீஃப் காலத்தில் தெரியாது இருந்தது. ஆனால், சமான எடை 4.5 என்று முடிவு கட்டப்பட்டிருந்தது. எனவே, மெண்டலீஃப் பெரிலீயத்தின் அணு எடை $=4{\cdot}5\times2=9$ என்று கணக்கிட்டு இதனை இரண்டாவது குழுவில் அமைத்தார். இந்த அணு எடை பிற்காலத்தில் சரியானது என்று உறுதி செய்யப் பட்டது.

(இ) ஐயப்பாடுள்ள அணு எடைகளின் திருத்தம் (Correction of Doubtful Atomic Weights) : மெண்டலீஃப் காலத்தில் சில தனிமங் களின் முடிவுகட்டப்பட்ட அணு எடைகள் தவறென்று கருதப் பட்டது. எனவே, அவற்றை அவற்றின் பண்புகளுக்கு ஏற்ற இடத்தில் தனிம வரிசை அட்டவணையில் அமைத்து, அவற்றின் அணு எடைகள் திருத்தப்பட வேண்டும் என்று மெண்டலீஃப் அறிவித்தார். எடுத்துக்காட்டு : ஆஸ்மியம் (Osmium), இரிடியம் (Iridium), பிளாட்டினம் (Platinum) என்பவையாம். இந்தத் தனிமங்கள் அன்று தெரிந்திருந்த அணு எடைகளின் அடிப்படை யில் அமைந்திருப்பின் கீழ்வரும் அமைப்பே கிடைக்கும் :

Fe	Co	Ni
Ru	Rh	Pd
Pt	Ir	Os

ஆனால், பண்புகளால் நிக்கல் (Nickel), பலேடியம் (Palladium) ஆகிய இரண்டையும் பிளாட்டினம் மிகவும் ஒத்துள்ளது. எனவே, மெண்டலீஃப் கீழ்வருமாறு மாற்றி அமைத்தார்:

Fe	Co	Ni
Ru	Rh	Pd
Os	Ir	Pt

பின்னர் முடிவுகட்டப்பட்ட அணு எடைகள் (Os = 190·2, Ir = 193·1, Pt = 195·23) மேற்கண்ட மெண்டலீஃபின் திருத்தம் முற்றிலும் சரி என்பதை மெய்ப்பித்தன.

1.9 மெண்டலீஃப் வகைபாட்டின் குறைபாடுகள் (Defects of Mendeleeff's Classification)

(1) கார உலோகங்களையும் (alkali metals) உப்பீனிகளையும் (Halogens) பண்பால் ஹைட்ரஜன் ஒத்துள்ளது. எனவே, மெண்டலீஃப் தனிம அட்டவணையில் இதன் இடம் (position) ஐயத்திற்கு உரியதாகவே அமைகிறது.

(2) அதிக அணு எடையுள்ள சில தனிமங்கள் குறைவான அணு எடையுள்ள தனிமங்களுக்கு முன்னால் அமைக்கப்பட்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாகக் கீழ்வரும் இரட்டைகளைக் குறிக்கலாம்:

முன் அமைந்த தனிமங்கள்	பின் அமைந்த தனிமங்கள்
ஆர்கான் (Argon) 39·9	பொட்டாஷியம் (Potassium) 39·1
கோபால்ட் (Cobalt) 59·9	நிக்கல் (Nickel) 58·6
டெலூரியம் (Tellurium) 127·6	அயோடின் (Iodine) 126·9

பின்னர்க் கண்டறியப்பட்ட அணு எண்ணை அடிப்படையாகக் கொண்ட இன்றைய தனிம அட்டவணையில் இக் குறைபாடு குறைபாடன்று என்று தெளிவாகிறது.

(3) வேதியியற் பண்புகளால் வேறுபட்ட சில தனிமங்கள் ஒரே குழுவில் இடம் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, Cu, Ag, Au ஆகிய மூன்றும் Li, Na, K ஆகியவற்றுடன் I குழுவில் இடம் பெற்றுள்ளன.

(4) வேதியியற் பண்புகளால் ஒத்த சில தனிமங்கள் வெவ்வேறு குழுக்களில் இடம் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, கீழ்வரும் இரட்டைகளைக் காணலாம் :

தாமிரமும் (Cu) பாதரசமும் (Hg)
வெள்ளியும் (Ag) டெலூரியமும் (Tl)
பேரியமும் (Ba) ஈயமும் (Pb)

(5) மெண்டலீஃப் தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமங்கள் கூடிவரும் அணு எடைப்படி அமைக்கப்பட்டுள்ளன. இதனால் இதில் ஐசோடோப்புகளுக்கு இடமே இல்லை.

(6) பெரும்பான்மையான தனிமங்கள் வேறுபடும் இணை திறன்களை (Variable valencies) உடையவை. ஆனால், மெண்டலீஃப் வகைபாடு, தனிமத்தின் ஒரே ஒரு இணைதிறனையே சுட்டுகிறது.

1.10 தனிம வரிசை அட்டவணையின் நீள்வடிவம் (Long Form of Periodic Table)

மெண்டலீஃப் காலந்தொட்டுத் தனிமங்களைப் பல்வேறு அமைப்புகளில் வகைப்படுத்தும் முயற்சிகள் கைக்கொள்ளப் பட்டன. அவற்றுள் பல அவற்றிற்கே உரிய சில சிறப்பியல்புகள் உடையவை. ஆனால், அவற்றுள் பெரும்பான்மையாக ஏற்றுக் கொள்ளப்படும் ஒன்று 'நீள்வடிவ தனிம வரிசை' அட்டவணை (Long-form periodic table). இது படம் 1.4-ல் காட்டப் பட்டுள்ளது.

இதில், A, B உட்குழுக்கள் பிரிக்கப்பட்டு தனித்தனியே அமைக்கப்பட்டுள்ளன. இதனால் இந்த அட்டவணையில் மொத்தம் பதினாறு செங்குத்துத் தொகுப்புகள்(Vertical divisions) உள்ளன. இடைநிலைத் தனிமங்கள் (Transaction elements) பிரித்தெடுக்கப் பட்டுத் தனியே படுக்கைவரிசைகளில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன. இதில் VIII குழுவிற்கு இடமுள்ள குழுக்கள் A-குழுக்கள் (A-groups) என்றும், வலமுள்ள குழுக்கள் B-குழுக்கள் (B-groups) என்றும் கூறப்படும். இதில் ஏழு தொடர்கள் உள்ளன. அவற்றுள் உள்ள தனிமங்களின் எண்ணிக்கை பின்வருவன :

முதல் தொடர்	2
இரண்டாம் தொடர்	8
மூன்றும் தொடர்	8
நான்காம் தொடர்	18
ஐந்தாம் தொடர்	18
ஆறும் தொடர்	32
ஏழாம் தொடர்	18

தனிமவரிசை அட்டவணையின் நீள்வடிவம்

தொடர்கள்	குழுக்கள் I A	IIA	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII			I B	II B	III B	IV B	V B	VI B	VII B	O
1	H 1																(H) 1	He 2
2	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	Na 11	Mg 12						இடைநிலைத் தனிமங்கள்					Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Av 18
4	K 18	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cv 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Bv 35	Kv 36
5	Rb 37	Sv 38	Y 39	Zv 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6	Cs 55	Ba 56	La* 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Ti 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7	Fr 87	Ra 88	Ac** 89															
* லாந்தினைடுகள்					Ce 58	Pv 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
** ஆக்டினைடுகள்					Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lw 103

படம் 1.4

அணு எண்களுடன் தனிமவரிசை அட்டவணையின் நீள்வடிவம்

1.11 எலெக்ட்ரான்கள் அமைப்பும் தனிம வரிசை அட்டவணையும் (Electronic Structure and Periodic Table)

தனிம அட்டவணையில் ஒரு குழுவில் அமைந்துள்ள தனிமங்கள் ஒத்த பண்புகள் உடையன. எனவே, தனிமங்களின் பண்புகளுக்கு அடிப்படையான எலக்ட்ரான்கள் அமைப்பினைக் கருதினும் அவற்றிடையே ஒத்த தன்மை இருக்கவேண்டும். இது தனிமங்களிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பை ஆராய்ந்தால் புலனாகும். எடுத்துக்காட்டு: உப்பீனிகள் (Halogens). இவை அனைத்தும் பண்புகளால் ஒத்தன. இவற்றின் எலக்ட்ரான்களின் அமைப்பைக் கீழே காணலாம் :

தனிமங்கள்	அணு எண்	1 1s	2 2s 2p	3 3s 3p 3d	4 4s 4p 4d 4f	5 5s 5p 5d	6 6s 6p
F	9	2	2 5				
Cl	17	2	2 6	2 5			
Br	35	2	2 6	2 6 10	2 5		
I	53	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5	
At	85	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 5

உப்பீனிகளுள் ஒவ்வொன்றின் அமைப்பிலும் இறுதிமட்டத்திலும் ஒரே எண்ணிக்கையுள்ள எலக்ட்ரான்கள் ஒரேவித உள் மட்டங்களில் அமைந்திருக்கின்றன. இப்படித் தனிமங்களில் எலக்ட்ரான்கள் அமைப்பு மீண்டும்மீண்டும் தோன்றுவதே தனிமங்களின் பண்புகள் மீண்டும்மீண்டும் தோன்றக் காரணமாகும். மற்றக் குழுக்களைச் சேர்ந்த தனிமங்களிலும் இந்த ஒற்றுமையைக் காணலாம்.

ஒரு குழுவில் உள்ள தனிமங்களின் இறுதிமட்டங்கள் உள் மட்டங்களில் (Sub-levels) ஒரே விதமாக அமைந்த ஒரே எண்ணிக்கையுள்ள எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டிருக்கின்றன.

ஒரு தொடரில் பண்புகள் ஒரு தனிமத்திலிருந்து மற்றொரு தனிமத்திற்குப் படிப்படியாக வேறுபடுகின்றன. இதற்குக் காரணம் தனிமங்களின் எலக்ட்ரான்கள் அமைப்பு ஒழுங்காக மாற்றம் அடைவதேயாகும். இது ஒரு தொடரைச் சேர்ந்த தனிமங்களின் எலக்ட்ரான்களின் அமைப்புகளைக் கருதின் தெளிவாகும்.

எடுத்துக்காட்டு : இரண்டாவது தொடர். இதில் உள்ள தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புக் கீழ் வருவதாகும் :

Li	Be	B	C
$1s^2\ 2s^1$	$1s^2\ 2s^2$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

N	O	F	Ne
$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

ஒரு தொடரில் உள்ள தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரே எண்ணிக்கையுள்ள ஆற்றல் மட்டங்களைக் (Energy levels) கொண்டிருக்கின்றன.

1.12 பண்புகளின் மீள்நிகழ்வு (Periodicity of Properties)

(1) அணு ஆரங்கள் (Atomic Radii) : ஓர் அணுவின் உட்கரு மையத்திற்கும் வெளி வளையத்திற்கும் இடையில் உள்ள தூரம் அணு ஆரம் எனப்படும். தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஒரு தொடரில் உள்ள தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள் அணு எண் கூடக் கூடச் சீராகக் குறைகின்றன. இதனால் ஒரு தொடரின் தொடக்கத்தில் உள்ள தனிமத்தின் அணு ஆரத்தைவிட இறுதியில் இருக்கும் தனிமத்தின் அணு ஆரம் குறைவாக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, இரண்டாவது தொடர் (Second Period). இதில் உள்ள தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள் ஆங்ஸ்ட்ராம் (Angstram) அலகில் கீழே தரப்பட்டுள்ளன. இவை இடமிருந்து வலமாகச் சீராகக் குறைகின்றன.

தனிமம்	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
அணு ஆரம்	1·23	0·89	0·80	0·77	0·74	0·74	0·72	0·12

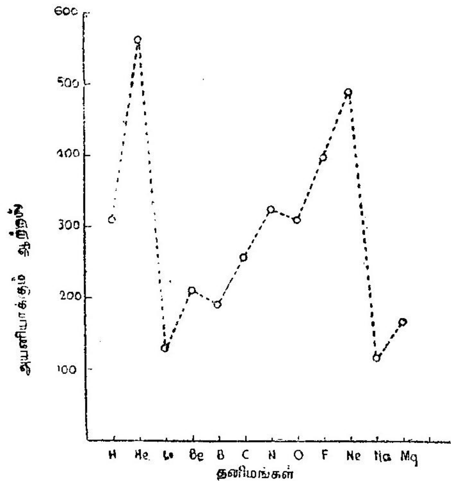
ஒரு தொடரில் உள்ள தனிமங்களின் அணு எண் இடமிருந்து வலம் கூடுகிறது. அதாவது, புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை மிகுகிறது. ஆனால், எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்புவதற்குப் புதிய மட்டங்கள் திறப்பதில்லை. இதனால் உட்கருவின் நேர்மின் சுமை மிகுகிறது. வெளிவட்டத்தில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் மிக்க ஆற்றலுடன் கவரப்படுகின்றன. அணு ஆரம் குறைகிறது. இதுவே ஒரு பருவத்தில் அணு ஆரம் இடமிருந்து வலம் குறையக் காரணம் ஆகும். ஒரு குழுவில் உள்ள தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள் அணு எண் கூடக்கூட மிகுகின்றன. எடுத்துக் காட்டாக, 1 குழு: இதிலுள்ள தனிமங்களின் ஆரங்கள் மேலிருந்து கீழாக மிகுகின்றன.

I Ah

Li	1·23	மிகுகிறது ↓
Na	1·57	
K	2·03	
Rb	2 16	
Ca	2·35	

ஒரு குழுவில் தனிமங்களின் அணு எண் கூடக்கூடப் புதிய ஆற்றல் மட்டங்கள் தோன்றுகின்றன. இதுவே ஒரு குழுவில் அணு ஆரம் மேலிருந்து கீழாகக் கூடுவதற்குக் காரணம் ஆகும்.

(2) அயனியாக்கும் ஆற்றல் (Ionization Potential) : ஓர் அணுவின் வெளிவட்டத்தில் உள்ள ஓர் எலக்ட்ரானை அணுவிலிருந்து நீக்கத் தேவைப்படும் ஆற்றல் அயனியாக்கும்



படம் 1·5

சில தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல்

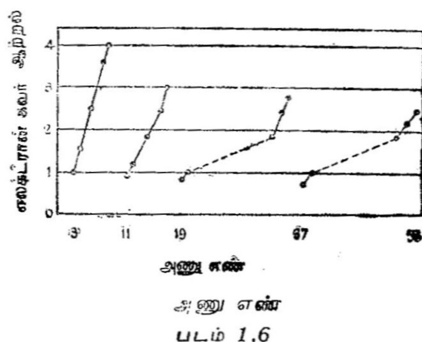
ஆற்றல் எனப்படும். தனிமங்களின் நேர்மின்தன்மை (Electro Positive nature), எதிர்மின்தன்மை (Electro Negative nature) ஆகியவற்றுடன் இது தொடர்புடையது. நேர்மின்தன்மை உடைய தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைவு. ஆனல், எதிர்மின்தன்மை உடைய தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மிகுந்ததாகும்.

பொதுவாக, அயனியாக்கும் ஆற்றல் ஒரு தொடரில் இடமிருந்து வலம் மிகுகிறது; ஒரு குழுவில் மேலிருந்து கீழ் குறைகிறது. இதனை வரைபடம் 1·5 காட்டுகிறது. இதில் H முதல் Mg வரை உள்ள தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள் குறிக்கப்பட்டுள்ளன.

(3) எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் (Electronegativity)

எலக்ட்ரான்களைத் தன்னை நோக்கி ஒரு அணு கவரும் இயல்பின் அளவு "எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்" எனப்படும். ஒரு தனிமத்தின் உலோகப் பண்பு அல்லது அலோகப் பண்பு அந்தத் தனிமத்தின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலைப் பொறுத்தது. எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் குறைவாயின் உலோகப்பண்பு மிகுதியாகும். எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் மிகுதியாயின் அலோகப் பண்பு மிகுதியாகும்.

எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் ஒரு தொடரில் இடமிருந்து வலம் மிகுகிறது. இதனைக் கீழ்வரும் வரைபடம் 1.6 காட்டுகிறது.



அணு எண்

படம் 1.6

ஒரு தொடரில் தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் மிகுதல்

இதில் 19 தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்கள் அவற்றின் அணு எண்களுக்கு எதிராகக் குறிக்கப்பட்டுள்ளன.

வினாக்கள்

1. தனிமங்களின் வகைப்பாடு பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக. இந்த வகைப் பாட்டின் சிறப்புக்கள் பற்றியும் முரண்பாடுகள் பற்றியும் விவரிக்க.

(செ. ப. செப்டம்பர் 62)

2. தனிமங்களின் வகைப்பாட்டில் அணு எடையைக் காட்டிலும், அணு எண் அடிப்படையாகக் கொள்ளப்படுகிறது-எதனால்? அணு அமைப்பை அடிப்படையாகக்கொண்டு தொடர்வரிசை அட்டவணையில் உள்ள தனிமங் களின் இணை திறன்களில் காணப்படும் மீள் நிகழ்வு எப்படி விளக்கப்படு கிறது? தனிமவரிசை அட்டவணையில் குறுகிய, நீண்ட தொடர்கள் யாவை?

(செ. ப. செப்டம்பர் 65)

3. மெண்டலீஃப்பிற்கு முன் நடந்த தனிமங்களை வகைப்படுத்தும் முயற்சி களைப்பற்றிச் சுருக்கி எழுதுக. மெண்டலீஃப் தனிமவரிசை அட்டவணையின் சிறப்புக்கள் யாவை? தனிமவரிசை அட்டவணையில் பொருந்தாத இடங்களில் வைக்கப்பட்ட தனிமங்களின் நிலைமை எப்படி மெய்ப்பிக்கப்பட்டுள்ளது?

(செ. ப. ஏப்ரல் 66)

4. தனிமங்களின் பண்புகளை எளிதில் அறிய மெண்டலீஃப்பின் தனிம வரிசை அட்டவணை எப்படிப் பயன்படுகிறது. (செ. ப. செப்டம்பர் 69)

5. எலக்ட்ரான் அமைப்பை அடிப்படையாகக் கொண்டு இணைதிறன், அயனியாகும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் ஆகிய தனிமங்களின் பண்புகளில் நிகழும் மீள் நிகழ்வுகளை விளக்குக.

6. மெண்டலீஃப் தனிம வரிசை அட்டவணையைவிட, தனிமவரிசை அட்டவணையின் தற்கால வடிவம் எந்த வகையில் சிறப்புடையது?

2. கன ஹைட்ரஜன்
(Heavy Hydrogen)

2.1 ஐசோட்டோப்புக்கள் (Isotopes)

ஹைட்ரஜன் நீங்கலாக உள்ள அணுக்கள் ஒவ்வொன்றின் உட்கருவிலும் (nucleus) ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட நியூட்ரான்கள் (Neutron) உள்ளன. இந்தத் துகள்கள் மின்சுமை இல்லாத நடுநிலைத் துகள் ஆகும். எனவே அணுவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மிகுந்தாலும் குறைந்தாலும் அந்த அணுவின் பண்பில் மாற்றம் ஏற்படுவதில்லை. மாறாக, அணுவின் பொருண்மை (mass) மட்டும் மாறுகிறது.

ஒரு அணுவின் வேதிப்பண்புகளுக்குக் காரணம் அதில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் அவை அமைந்திருக்கும் விதமும் ஆகும். ஒரு அணுவிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அந்த அணுவிலுள்ள புரோட்டான்களின் (Protons) எண்ணிக்கைக்குச் சமம். இந்த எண்ணிக்கை 'அணு எண்' எனப்படும்.

ஒரு அணுவின் பொருண்மை அதில் உள்ள புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் ஆகியவற்றின் மொத்தப் பொருண்மையாகும்.

சில தனிமங்களின் வெவ்வேறு அணுக்களில் ஒரே எண்ணிக்கையுள்ள எலெக்ட்ரான்களும் ஒரே எண்ணிக்கையுள்ள புரோட்டான்களும் வெவ்வேறு எண்ணிக்கையுள்ள நியூட்ரான்களும் உள்ளன. இதனால் இந்த அணுக்களின் பண்புகள் ஒன்றாகவும் (எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை சமமாக இருப்பதால்), அணு எண் ஒன்றாகவும் (புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை சமமாக இருப்பதால்) இருக்கின்றன. ஆனால் இந்த அணுக்களின் பொருண்மைகள் (masses) வேறுபடுகின்றன (நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை வேறுபடுவதால்). இப்படிப் பொருண்மையால் மட்டும் வேறுபடும் அணுக்கள் அந்தத் தனிமத்தின் ஐசோட்டோப்புக்கள் எனப்படும். எனவே

"ஒரே அணு எண்ணும், வெவ்வேறு பொருண்மையும் உள்ள ஒரே தனிமத்தின் வெவ்வேறு அணுக்கள் அந்தத் தனிமத்தின் ஐசோட்டோப்புக்கள்" எனப்படும்.

2. 2 ஹைட்ரஜனின் ஐசோட்டோப்புக்கள் (Isotopes of Hydrogen)

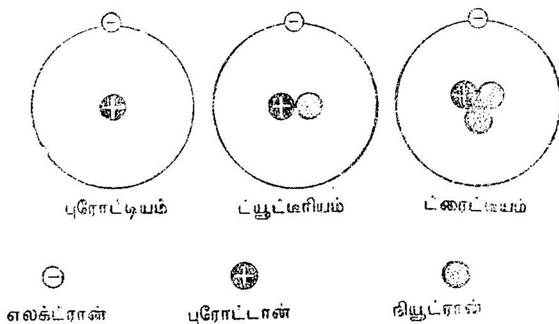
ஹைட்ரஜனின் ஐசோட்டோப்புக்கள் இதுவரை மூன்று தெரிந்துள்ளன. அவை ஒவ்வொன்றின் அணுஎண் ஒன்று. அவை கீழ்வருவன :

(அ) ஹைட்ரஜன் அல்லது புரோட்டியம்

(ஆ) கன ஹைட்ரஜன் அல்லது ட்யூட்டீரியம்

(இ) கனமிகு ஹைட்ரஜன் அல்லது ட்ரைட்டியம்

ஹைட்ரஜனின் இந்த மூன்று ஐசோட்டோப்புக்களும் படம் 2.1-இல் காட்டப்பட்டுள்ளன.



படம் 2.1

— எலெக்ட்ரான் + புரோட்டான் O நியூட்ரான்

ஹைட்ரஜன் ஐசோட்டோப்புக்களின் அமைப்புக்கள்

(அ) புரோட்டியம் (Protium)

இது சாதாரண ஹைட்ரஜனில் மிக மிகுதியாக [99.9844%] உள்ள ஐசோட்டோப்பு ஆகும். இதன் அணு எடை 1.008123, இதன் உட்கருவில் ஒரே ஒரு புரோட்டான் மட்டும் இருக்கிறது. நியூட்ரான் இல்லை. இதனை உட்கருவைச் சுற்றி ஒரு எலக்ட்ரான் சுழன்று கொண்டிருக்கிறது. இது H என்னும் குறியீட்டால் குறிக்கப்படுகிறது.

(ஆ) டியூட்டீரியம் (Deuterium)

இது ஹைட்ரஜனின் மற்றொரு ஐசோட்டோப் ஆகும். இது கன ஹைட்ரஜன் (Heavy Hydrogen) என்றும் அழைக்கப்படும். இது

சாதாரண ஹைட்ரஜனில் 0·0156% உள்ளது. இதன் அணு எடை 2·0142. இதன் உட்கருவில் ஒரு புரோட்டானும் ஒரு நியூட்ரானும் இருக்கின்றன. இதன் உட்கருவைச் சுற்றி இதில் ஒரு எலக்ட்ரான் சுழன்று கொண்டிருக்கிறது. இது D என்னும் குறியீட்டால் குறிக்கப்படுகிறது.

(இ) ட்ரைட்டியம் (Tritium)

இது கனமிகு ஹைட்ரஜன் என்றும் அழைக்கப்படும். இது சாதாரண ஹைட்ரஜனில் மிகமிகச் சிறிதளவே காணப்படுகிறது. இது இயற்கையில் கிடைப்பதில்லை. மாறாக, உட்கரு வினைகள் நிகழும் போது உண்டாகிறது. இது நிலைத்தன்மை இல்லாதது. இது கதிரியக்கச் சிதைவு அடைகிறது. இதன் அணு எடை 3·0170. இதன் உட்கருவில் ஒரு புரோட்டானும், இரண்டு நியூட்ரான்களும் இருக்கின்றன. இதன் உட்கருவைச் சுற்றி இதில் ஒரு எலக்ட்ரான் சுழன்று கொண்டிருக்கிறது.

2.3 கண்டுபிடிப்பு (Discovery)

அறிவியல் அறிஞர்கள் வேதியியல் முறையால் (Chemical methods) ஹைட்ரஜனின் அணுஎடை 1.00799 என்று முடிவு கட்டினர். ஆனால் அவர்கள் பொருண்மை நிறமாலை வரைவியைப் (Mass spectrograph) பயன்படுத்தி ஹைட்ரஜனின் அணு எடையைத் தீர்மானித்தபோது 1·00778 இருப்பதைக் கண்டனர்.

தீர்மானிக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜனின் அணுஎடைகளில் காணப் படும் வேறுபாட்டை விளக்கப் பலர் முனைந்தனர். அவர்களுள் பெர்ஜ் (Berge), மென்செல் (Menzel) என்னும் இருவரும் சாதாரண ஹைட்ரஜனில் கனமான ஐசோட்டோப் ஒன்று இருக்கவேண்டும் என்று உய்த்துணர்ந்து, அந்த ஐசோட்டோப்பே இந்த வேறு பாட்டுக்குக் காரணம் என்று 1931-ஆம் ஆண்டு வெளியிட்டனர். அதே ஆண்டில் அலிசன் (Allison) என்பவரும் அவருடன் பணிபுரிந் தவர்களும் அந்த ஐசோட்டோப்பைக் கண்டுபிடித்தனர். அந்த ஆண்டின் இறுதியில் யூரே (Urey), பிரிக்வீடு (Brickwedde), மர்ஃபி (Murphy) என்னும் மூவரும் நீர்ம ஹைட்ரஜனை (liquid hydrogen) வடித்துப் பகுத்தனர். இதனால் கிடைத்த எச்சத்தை ஆய்விற்குள் ளாக்கி அதில் பொருண்மை 'ய' உடைய ஹைட்ரஜனின் ஐசோட் டோப் ஒன்று இருப்பதைக் கண்டனர். இந்த ஐசோட்டோப் கன ஹைட்ரஜன் (Heavy hydrogen) அல்லது டியூட்டீரியம் (deuterium) என்று பெயரிடப்பட்டது.

2.4 தயாரிப்பு (Preparation)

கன ஹைட்ரஜன் தனித்த நிலையில் சாதாரண ஹைட்ரஜனில் கலந்து இருக்கிறது. இது ஆக்சிஜனுடன் கூடிய நிலையில் கனநீராக

(Heavy water) நீரில் இருக்கிறது. எனவே கன ஹைட்ரஜனை ஹைட்ரஜனிலிருந்தும் நீரிலிருந்தும் பிரித்து எடுக்கலாம்.

j. ஹைட்ரஜனிலிருந்து கன ஹைட்ரஜனைப் பிரித்தல் (Separation of Heavy Hydrogen from Hydrogen)

ஹைட்ரஜனில் ஏறத்தாழ 6000 பங்கில் ஒரு பங்கு கன ஹைட்ரஜன் உள்ளது இதனைக் கீழ்வரும் முறையால் பிரித்தெடுக்கலாம்

(அ) நீர்ம ஹைட்ரஜனை வடித்துப் பகுத்தல்

(Fractional distillation of liquid hydrogen)

ஹைட்ரஜன் வாயு —240°C வெப்பநிலைக்குக் குளிர்விக்கப்பட்டு நீர்மமாக்கப்படுகிறது. இந்த நீர்ம ஹைட்ரஜனில் (liquid hydrogen) புரோட்டியமும் (Protium), கன ஹைட்ரஜனும் நீர்மநிலையில் இருக்கின்றன. இந்த நீர்மங்களின் கொதிநிலைகள் கீழ்வருவன :

நீர்ம புரோட்டியத்தின் கொதிநிலை = —252·2°C

நீர்ம கன ஹைட்ரஜனின் கொதிநிலை = —249·41°C

நீர்ம ஹைட்ரஜன் அடுத்து ஆவியாக்கப்படுகிறது. இதனால் குறைந்த கொதிநிலையுடைய (—252·2°C) புரோட்டியம் ஆவியாகி வெளியேறுகிறது. சற்று உயர்ந்த கொதிநிலை உடைய கன ஹைட்ரஜன் கலனில் எஞ்சுகிறது.

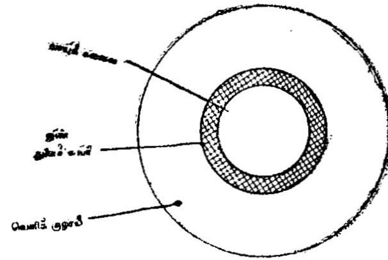
இந்த முறையைப் பயன்படுத்தி யுரேயும் (Urey), அவருடன் பணிபுரிந்தவர்களும் 4 லிட்டர் நீர்மஹைட்ரஜனில் இருந்து முதன் முதல் 1 மில்லி லிட்டர் எச்சத்தைப் (residue) பெற்று அதில் பெரிய அளவில் கன ஹைட்ரஜன் இருப்பதைக் கண்டனர்.

(ஆ) வாயு விரவல் முறை (Gas diffusion Method)

கிரஹாமின் வாயு விரவல் விதிப்படி (Graham's Law of diffusion) அடர்த்தி குறைந்த வாயுக்கள் அடர்த்தி மிகுந்த வாயுக்களை விட விரைவாக விரவுகின்றன. இந்த உண்மையைப் பயன்படுத்தி ஒரு கலவையினுள் உள்ள அடர்த்தியால் வேறுபட்ட இரண்டு வாயுக்களைத் தனித்தனியே பிரிக்கலாம்.

ஹைட்ரஜனில் புரோட்டியமும் கன ஹைட்ரஜனும் இருக்கின்றன. இவை மூலக்கூற்று எடையால், அதன் பயனாக வரும் அடர்த்தியால் வேறுபட்டன. இவற்றுள் குறைந்த அடர்த்தியுள்ள புரோட்டியம் மிகுந்த அடர்த்தியுள்ள கன ஹைட்ரஜனைவிட விரைவாக விரவுகிறது. இதனால் புரோட்டியத்தையும் கன ஹைட்ரஜனையும் பிரித்தெடுத்தல் முடிகிறது.

விரவல் முறைப்படி ஹைட்ரஜனிலுள்ள புரோட்டியத்தையும் கன ஹைட்ரஜனையும் பிரித்து எடுக்கப் பயன்படும் அமைப்பு படம் 2.2-இல் காட்டப்பட்டுள்ளது. இது பொது மையக் குழாய்கள் (Concentric pipes) இரண்டினுல் ஆனது. இதன் உட்குழாயின் சுவர்களில் நுண்துளைகள் மிகுதியாக உள்ளன.



படம் 2.2
விரவல் குழாய்கள்

ஹைட்ரஜன் மிக்க அழுத்தத்திற்கு அழுக்கப்பட்டு உட்குழாயின் வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது. இதனுல் ஹைட்ரஜனிலுள்ள அடர்த்தி குறைந்த புரோட்டியம் மிகுதியாகவும், அடர்த்தி மிகுந்த கனஹைட்ரஜன் சற்றுக் குறைவாகவும் நுண்துளைகள் வழியாக ஊடுருவி வெளிக்குழாயினுள் விரவுகின்றன. இதன் முடிவாக வெளிக்குழாயில் உள்ள ஹைட்ரஜனில் பெரிய அளவிலுள்ள புரோட்டியமும், உட்குழாயில் எஞ்சிய ஹைட்ரஜனில் பெரிய அளவிலுள்ள கன ஹைட்ரஜனும் இருக்கின்றன.

உட்குழாயில் உள்ள ஹைட்ரஜன் வெளியே எடுக்கப்பட்டு, மிக்க அழுத்தத்திற்கு அழுக்கப்பட்டு மீண்டும் உட்குழாயினுள் செலுத்தப்படுகிறது. இப்படி மீண்டும் மீண்டும் செய்யப்படுவதால் புரோட்டியம் சிறிதுசிறிதாக நீங்கி இறுதியில் கன ஹைட்ரஜன் கிடைக்கிறது.

இந்த முறையில் கன ஹைட்ரஜனைப் பிரித்து எடுக்க ஹைட்ரஜனை எண்ணிறந்த தடவைகள் மீண்டும்மீண்டும் உட்குழாயினுள் செலுத்த வேண்டும். எனவே இம்முறை செலவு மிகுந்தது; இடர்ப்பாடு நிறைந்ததும் ஆகும்.

ii. நீரிலிருந்து கன ஹைட்ரஜனைப் பிரித்தெடுத்தல் (Separation of Heavy hydrogen from Water)

நீரில் ஏறத்தாழ $\frac{1}{6000}$ பங்கு கன நீர் (Heavy water) இருக்கிறது. இது கன ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடு (D_2O) ஆகும். இதிலிருந்து கன ஹைட்ரஜன் கீழ்வருமாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

ஒரு காரத்தின் நீர்க்கரைசலில் இரண்டு நிக்கல் மின்வாய்த் தண்டுகள் வைக்கப்பட்டு மின்னேட்டம் செலுத்தப்படுகிறது. இதனுல் நீரிலுள்ள H_2O மூலக்கூறுகள் சிதைகின்றன.



$$2\,H_2O \rightarrow 2\,H_2 + O_2$$

ஆனால் கனநீர் இப்போது மின்பகுப்பு அடைவதில்லை. கலனின் அடியில் தங்குகிறது. (இப்படி 20 லிட்டர் நீரிலிருந்து 1 மில்லி லிட்டர் கன நீர் பெறப்படுகிறது).

கனநீரிலுள்ள (D_2O) கன ஹைட்ரஜன் அடுத்துக் கீழ்வரும் ஏதாவது ஒரு முறையால் பிரிக்கப்படுகிறது.

(i) கன நீரை மின்னாற் பகுத்தல்



$$2\,D_2O + 2Na \rightarrow 2\,D_2 + O_2$$

கன நீர்   கன ஹைட்ரஜன்

கன ஹைட்ரஜன் எதிர்மின் வாயிலும், ஆக்சிஜன் நேர்மின் வாயிலும் தோன்றுகின்றன.

(ii) கனநீரைச் சோடியம் சேர்த்துச் சிதைத்தல்.



$$2\,D_2O + 2\,Na \rightarrow 2\,Na\,OD + D_2 \uparrow$$

2.5 பண்புகள் (Properties)

(1) சாதாரண நிலையில் கன ஹைட்ரஜன் ஒரு நிற மற்ற- மணமற்ற வாயு.

(2) இதன் அணுஎடை புரோட்டியத்தின் அணுஎடையை விட இரு மடங்கு ஆகும்.

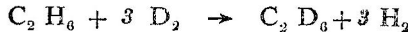
(3) இது பல வினைகளில் ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.



$$H_2 + D_2 \rightarrow 2\,HD$$



$$2\,NH_3 + 3\,D_2 \rightarrow 2\,ND_3 + 3H_2$$



$$C_2H_6 + 3\,D_2 \rightarrow C_2D_6 + 3\,H_2$$

(4) இது காற்றில் எரிந்து கனநீரை உண்டாக்குகிறது.

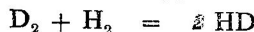


$$2\,D_2 + O_2 \rightarrow 2\,D_2O$$

(5) இது ஹைட்ரஜன் உண்டாக்கும் சேர்மம் ஒவ்வொன்றிற்கும் ஒப்பான சேர்மத்தை உண்டாக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டாக குளோரினுடன் கூடி D Cl என்னும் சேர்மத்தை உண்டாக்குகிறது. இது H Cl போன்றது.

(6) இது ஆர்த்தோ, பாரா வகைகள் உடையது. பொதுவான வெப்பநிலைகளில் கன ஹைட்ரஜனில் இருமடங்கு ஆர்த்தோ வகையும், ஒருமடங்கு பாரா வகையும் உள்ளன.

(7) இது சாதாரண ஹைட்ரஜனுடன் கீழ்வருமாறு கூடுகிறது.



$$D_2 + H_2 = 2\,HD$$

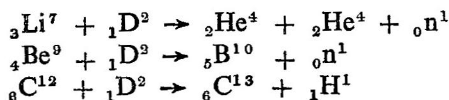
2.6 பயன்கள் (Uses)

(i) கன ஹைட்ரஜனின் உட்கருக்கள் ட்யூட்ரான்கள் (deuterons) எனப்படும். இவை அணுக்களைத் தாக்கிக் கதிரியக்க மூட்டவும், உட்கருவின் இயைபை (Composition) மாற்றவும் பயன்படுகின்றன.

(ii) கன ஹைட்ரஜனும் அதன் சேர்மங்களும் சுவடறிவானாகப் (tracers) பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இதனால் இவை வேதியியல் வினைகளின் வழிமுறையை (mechanism) அறியவும், உடலில் நிகழும் இயற்கை மாற்றங்களை அறியவும் பயன்படுகின்றன.

(iii) கன ஹைட்ரஜனின் சேர்மமாகிய கன நீர் (D_2O) உட்கரு உலைகளில் (nuclear reactors) மாற்றம் நிகழும் விரைவைக் குறைக்கும் மட்டாக்கியாகப் (Moderator) பயன்படுகிறது.

(iv) கன ஹைட்ரஜன் கரு மாற்றங்கள் (transmutation) செய்து புதிய தனிமங்களை உண்டாக்கப் பயன்படுகிறது.



$$_3Li^7 + {}_1D^2 \rightarrow {}_2He^4 + {}_2He^4 + {}_0n^1$$
$$_4Be^9 + {}_1D^2 \rightarrow {}_5B^{10} + {}_0n^1$$
$$_6C^{12} + {}_1D^2 \rightarrow {}_6C^{13} + {}_1H^1$$

வினாக்கள்

1. ஹைட்ரஜனின் ஐசோட்டோப்புக்கள் பற்றி விவரிக்க.
2. ஹைட்ரஜனிலிருந்து கன ஹைட்ரஜன் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப் படுகிறது?
3. கன ஹைட்ரஜன் பற்றி விவரித்து எழுதுக.

(செ. ப. செப்டம்பர் 69)

3. கனநீர்
(Heavy Water)

3·1 கண்டு பிடிப்பு (Discovery)

யுரே (Urey) என்பவர் அமெரிக்க நாட்டு வேதியியல் அறிஞர். இவர் முதன் முதல் சாதாரண நீரில் 6,000 பங்கில் ஒருபங்கு கனநீர் இருப்பதாகக் கண்டறிந்தார். இவரைத் தொடர்ந்து லூயி (Louis), டோனல்ட் (Donald) என்னும் இருவரும் காரம் கலந்த நீரை நீண்ட நேரம் மின்னாற்பகுத்து மிகமிகச் சிறிதளவு கனநீரை வாயு நிலையில் தனித்துப் பிரித்தார்கள்.

3.2 கன நீரின் பலவகைகள் (Varieties of Heavy Water)

நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜனுக்கு மாறாகக் கன ஹைட்ரஜன் இருப்பின் அது கனநீர் ஆகும். எனவே, கனநீர் என்பது ஹைட்ரஜனும் ஆக்சிஜனும் கூடி உண்டான சேர்மம் ஆகும். கனநீரில் உள்ள ஹைட்ரஜன் ஆக்சிஜன் ஆகியவற்றின் ஐசோட்டோப்புக்களைப் பொறுத்து, ஆறு வகைப்பட்ட கனநீர்களைக் காணலாம். அவையாவன :



$H-O^{16}-D$	$D-O^{16}-D$
$H-O^{17}-D$	$D-O^{17}-D$
$H-O^{18}-D$	$D-O^{18}-D$

3.3 கிடைப்பு (Occurrence)

கனநீர் கீழ்வருவனவற்றுள் மிகமிகச் சிறிய அளவில் கிடைக்கிறது.

(i) மழைநீர் :—இதில் கனநீர் மிகமிகச் சிறிய அளவில்உள்ளது.

(ii) பனிப்பாறை எச்சங்கள் :—பெரும்பெரும் பனிப்பாறைகள் பரிதியின் ஒளியால் உருகியபின் எஞ்சும் மிகச் சிறிதளவு நீரில் கனநீர் சிறிதளவு உள்ளது.

(iii) மின்பகுப்பு எச்சம்:—மிகப் பெரிய அளவுள்ள நீரைத் தொடர்ந்து மின்னாற் பகுத்தபின் எஞ்சும் மிகமிகச் சிறிய அளவுள்ள எச்சத்தில் கனநீர் உள்ளது.

3. 4 தயாரித்தல் (Preparation)

கனநீர் பலமுறைகளில் தயாரிக்கப்படுகிறது. அவற்றுள் கீழ்வருவன குறிப்பிடத்தக்கன.

1. நீரினைத் தொடர்ந்து மின்னாற் பகுத்தல் முறை
2. நீரினை வடித்துப் பகுத்தல் முறை
3. வேதிப் பரிமாற்ற முறை

(i) நீரினைத் தொடர்ந்து மின்னாற் பகுத்தல் முறை (Method of Continuous electrolysis of water)

நீரினைத்தொடர்ந்து மின்னாற்பகுத்துக் கனநீரைப் பெறும்முறை டேய்லர் (Tailer), எய்ரிங் (Eyring), ஃப்ராஸ்ட் (Frost) என்பவர்களால் செயல்முறைக்கு வந்தது. இந்த முறையில் $\frac{N}{2}$Na OH கரைசல் நிக்கல் மின்வாய்களைப் பயன்படுத்தி மின்னாற் பகுக்கப் படுகிறது. இந்த முறை ஏழு படிகளில் நிகழ்கிறது.

நீரில் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைந்து உண்டான $\frac{N}{2}$ NaOH கரைசல் முதல் படியில் ஆறில் ஒரு பங்காகப் பருமன் குறைக்கப்படுகிறது. அடுத்து, அது காய்ச்சி வடிக்கப்பட்டு மற்றொரு கலனில் சேகரிக்கப்படுகிறது. இங்கு மின்னாற் பகுக்கப் படுகிறது. இந்த முறை மீண்டும்மீண்டும் செய்யப்பட்டு ஏழாவது படியில் 99% கனநீர் பெறப்படுகிறது. இப்படி 2310 லிட்டர் நீரை மின்னாற் பகுத்ததில் 82 மில்லி லிட்டர் கனநீர் கிடைக்கிறது.

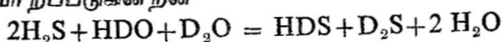
2. நீரினைப் பகுத்து வடித்தல் முறை (Method of Fractional Distillation of Water)

இந்த முறையில் நீர் மிக உயர்ந்த (ஏறத்தாழ 40 அடி உயரம்) பகுத்து வடிக்கும் கோபுரத்திற் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. இதனால் நீரில் உள்ள கனம் குறைந்த சாதாரணநீர் முதலில் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. இதன் முடிவாகக் கிடைக்கும் எச்சத்தில் கனநீர் மிகுதியாக உள்ளது.

3, வேதிப் பரிமாற்ற முறை (Chemical Exchange method)

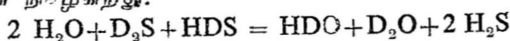
இந்த முறையில் நீரின் வழியாக மிக்க அழுத்தத்தில் உள்ள ஹைட்ரஜன் சல்பைடு வாயு ஏறத்தாழ 120°C வெப்பநிலையில்

செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் H_2S இல் உள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் நீரில் உள்ள கன ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் பரிமாறப்படுகின்றன



$$2H_2S+HDO+D_2O = HDS+D_2S+2\,H_2O$$

இந்தப் பரிமாற்றத்தில் வெளியாகும் வாயுக்கள் ($HDS+D_2S$) குளிர்விக்கப்பட்டு 28° C வெப்பநிலையில் உள்ள நீரின் வழியாகச் செலுத்தப்படுகின்றன. இதனால் மேற்கண்ட வினைக்கு எதிரான வினை நிகழ்கிறது.



$$2\,H_2O+D_2S+HDS = HDO+D_2O+2\,H_2S$$

தொடர்ந்து மீண்டும்மீண்டும் மேற்கண்ட மாற்றங்கள் நிகழுமாறு செய்யப்படுகின்றன. இதனால் 12% D_2O உள்ள நீர் கிடைக்கிறது. அடுத்து இது வடித்துப் பகுக்கப்படுகிறது. இதனால் 90% D_2O உள்ள நீர் கிடைக்கிறது. அடுத்து இது மின்னாற்பகுக்கப்படுகிறது. இதனால் 99.8% D_2O கிடைக்கிறது

3.5 பௌதிகப் பண்புகள் (Physical Properties)

(i) கனநீர் நிறமற்ற-மணமற்ற-சுவையற்ற நீர்மம்

(ii) கனநீரின் அனைத்து பௌதிக மாறிலிகளும் (Physical Constants) நீரின் பௌதிக மாறிலிகளைவிட மிகுதியாகும். இவை கீழ்வருமாறு அட்டவணைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன.

பௌதிக மாறிலிகள்	D_2O	H_2O
உருகு நிலை	3.8°C	0°C
கொதி நிலை	101.4°C	100°C
சுய வெப்பம்	1.018	1.000
ஆவியாதலின் உள்ளுறை வெப்பம்	557	539

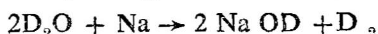
(iii) கனநீர் உயிர்த் திசுக்களைப் பாதிக்கும் திறன் உடையது.

(iv) கனநீரிலுள்ள பொருள்களின் கரைதிறன், நீரில் உள்ள கரைதிறனைவிடக் குறைவானதாகும். எடுத்துக்காட்டு: NaCl. இது நீரில் கரைவதைவிட 15% குறைவாகக் கனநீரில் கரைகிறது.

3.6 வேதிப் பண்புகள் (Chemical Properties)

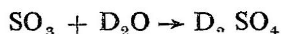
(i) கனநீர் மின்னாற் பகுக்கப்படின் கன ஹைட்ரஜன் வெளியாகிறது. $2D_2O \rightarrow 2D_2+O_2$.

(ii) கனநீர், சோடியம் கால்சியம் போன்ற உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து கன ஹைட்ரஜனை வெளியிடுகிறது.



$$2D_2O + Na \rightarrow 2\,NaOD + D_2$$

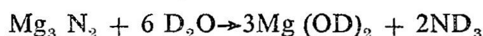
(iii) கனநீர், நீரற்ற அமிலங்களைக் கரைத்து அமிலங்களை உண்டாக்குகிறது.



$$SO_3 + D_2O \rightarrow D_2SO_4$$

டியூட்டிரியோ சல்பூரிக் அமிலம்

(iv) கனநீர், உலோக நைட்ரைடுகளுடன் வினைபுரிந்து கன அமோனியாவை வெளியிடுகிறது.



$$Mg_3N_2 + 6\,D_2O \rightarrow 3Mg(OD)_2 + 2ND_3$$

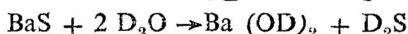
கன அமோனியா

(v) நீரால் சில கனிம குளோரைடுகளும் சில உப்புக்களும் பிரிகை அடைகின்றன. இதுபோல் கனநீராலும் பிரிகை அடைகின்றன. இவ்வகை வினை "கன நீராற் பிரிகை அடைதல்" (Deuterolysis) எனப்படும்.



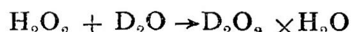
$$AlCl_3 + 3\,D_2O \rightarrow Al(OD)_3 + 3\,DCl$$

டியூட்டீரியம் குளோரைடு



$$BaS + 2\,D_2O \rightarrow Ba(OD)_2 + D_2S$$

(vi) கனநீர் பல ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களுடன் வினைபுரிகிறது. இந்த வினைகளில் ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் கனஹைட்ரஜன் பரிமாற்றம் செய்யப்படுகின்றன.



$$H_2O_2 + D_2O \rightarrow D_2O_2 \times H_2O$$

3.7 பயன்கள் (Uses)

(i) கனநீர் உயிர் வாழ்வனவற்றில் நிகழும் வினைகளை ஆராயச் சுவடறிவானாகப் (tracer) பயன்படுகிறது.

(ii) கனநீர் அணு உலைகளில் மட்டாக்கியாகப் (Moderator) பயன்படுகிறது

(iii) கனநீர், கன ஹைட்ரஜனைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. கன ஹைட்ரஜன் தனிம மாற்றங்களில் (transmutation of elements) பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. சாதாரண நீரில் சிறிதளவு கனநீர் உள்ளது என்பது எவ்வாறு கண்டறியப்பட்டது? (செ.ப. செப்டம்பர் 67)

2. நீரிலிருந்து கனநீரைப் பிரித்தெடுக்கப் பயன்படும் பல்வேறு முறைகளை விவரிக்க.

3. கனநீரின் பண்புகளை விவரித்துப் பயன்களைக் குறிப்பிடுக.

4. ஓசோன்
(Ozone)

4. 1 புறவடிவ மாற்றங்கள் (Allotropic Modifications)

பல சேர்மங்கள் திண்ம நிலையில் (solid state) இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வடிவங்களில் நிலவுகின்றன. இந்த நிகழ்ச்சி 'பல்வடிவத்துவம்' (polymorphism) எனப்படும். இத்தன்மை சேர்மங்களுக்கு (compounds) மட்டும் உரியதன்று. மாறாக, பல தனிமங்களும் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட வடிவங்களில் நிலவுகின்றன. இப்படித் தனிமங்களில் நிகழும் பல்வடிவத் தன்மை "புறவேற்றுமை வடிவத்துவம் (allotropy) என்று குறிக்கப்படும். தனிமத்தின் வெவ்வேறு வடிவங்கள் "புறவேற்றுமை வடிவங்கள்" (allotropic modifications) எனப்படும்.

தனிமங்களில் புறவேற்றுமை வடிவத்துவம் தோன்ற தனிமம் திட நிலையில்தான் இருக்கவேண்டும் என்ற நியதி இல்லை. மாறாக, நீர்ம நிலையிலும் இருக்கலாம்; வாயு நிலையிலும் இருக்கலாம். அலோகங்களும், டின் (Tin), செலினியம் (Selinium) போன்ற உலோகங்களும் திண்ம நிலையில் 'புறவேற்றுமை' வடிவத்துவம் உடையன. ஆக்சிஜன் வாயுநிலையிலும் புறவடிவம் உடையது.

வண்ணம் (Colour), உருகுநிலை, அடர்த்தி, கரைதிறன், படிக அமைப்பு போன்ற பௌதிகப் பண்புகளிலும், சில வேளைகளில் வேதியியற் பண்புகளிலும் ஒரு தனிமத்தின் புறவேற்றுமை வடிவங்கள் வேறுபடுகின்றன. தனிமத்தின் மூலக்கூறுகளில் அணுக்கள் அமைந்திருக்கும் முறையில் ஏற்படும் வேறுபாட்டால் அல்லது தனிமத்தின் மூலக்கூறுகளில் இருக்கும் அணுக்களின் எண்ணிக்கையிலுள்ள வேறுபாட்டால் வெவ்வேறு புறவேற்றுமை வடிவங்கள் தோன்றுகின்றன. புறவேற்றுமை வடிவங்கள் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்றாக மாறும் இயல்பு உடையன.

4.2 ஆக்சிஜனின் புறவேற்றுமை வடிவங்கள் (Allotropic Modifications of Oxygen)

ஆக்சிஜன் என்னும் தனிமம் வாயுநிலையில் இரண்டு புற வேற்றுமை வடிவங்களைப் பெற்று உள்ளது. அவை

(அ) ஆக்சிஜன்

(ஆ) ஓசோன்

இவற்றுள் ஆக்சிஜன் சாதாரணமானது; நிலையானது; ஈரணு மூலக் கூறுகளால் (diatomic molecule) ஆனது. ஆனால் ஓசோன் நிலைத் தன்மை சிறிதும் இல்லாதது; மூவணு மூலக்கூறுகளால் (Triatomic molecule) ஆனது.

4.3 ஓசோன் (Ozone)

வான் மரூம் (Van Marum) என்பவர் 1785-இல் ஆக்சிஜன் வழியாக மின் இறக்கம் (Electric discharge) ஏற்படுத்திய போது ஒரு விதமான மணம் (Smell) தோன்றுவதைக் கண்டார். அடுத்து ஏறத்தாழ ஐம்பத்தைந்து ஆண்டுகள் கழித்து ஷ்கோன்பின் (Schonbein) என்பவர் அந்த மணத்திற்குக் காரணம் ஒரு புதிய வாயுவே என்று கூறி அதற்கு 'ஓசோன்' என்று பெயரிட்டார். இந்தச் சொல்லுக்கு 'மணம்' என்பது பொருள். ஓசோ (Ozzo) என்னும் கிரேக்கச் சொல்லை வேர்ச் சொல்லாகக் கொண்டு இது உருவாக்கப்பட்டது. அடுத்து 1866-ல் சோரட் (Soret) என்பவர் தன் ஆய்வுகளின் முடிவாக இந்த வாயு ஆக்சிஜனின் ஒரு புற வேற்றுமை வடிவம் என்பதைக் கண்டு அதனை O_3 என்னும் வாய்பாட்டால் குறித்தார்.

ஓசோன் வளிமண்டிலத்தில் உள்ளது. நிலமட்டத்தில் உள்ள வளிமண்டிலத்தில் இதன் அளவு மிகமிகக் குறைவு. (கோடியில் ஒரு பங்கு). ஆனால் உயர்மட்டத்தில் (high altitudes) உள்ள வளி மண்டிலத்தில் இதன் அளவு சற்றுக் கூடும். இதற்குக் காரணம் புற ஊதாக் கதிர்கள் (ultraviolet radiations) ஆக்சிஜனை ஓசோனாக மாற்றுவதே ஆகும்.

ஓசோன் கீழ்வரும் நிகழ்ச்சிகளிலும் சிறிது உருவாகிறது.

(அ) காற்றில் மின்பொறிகளை (Electric sparks) உண்டாக்குதல்.

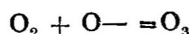
(ஆ) வெள்ளைப் பாஸ்பரத்தைக் காற்றில் எரித்தல்.

(இ) நீருடன் புளோரின் (Fluorine) வினைபுரிதல்.

(ஈ) நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைப் பிளாட்டின மின்வாய்களைப் பயன்படுத்தி மின்னாற்பகுத்தல்.

4.4 ஓசோன் தயாரிப்பு (Preparation of Ozone)

ஆய்வகங்களில் உலர்ந்த ஆக்சிஜன் வழியாக பொறியற்ற மின் இறக்கம் (Silent electric digcharge) ஏற்படுத்தி ஓசோன் தயாரிக்கப்படுகிறது. பொறியற்ற மின்பாய்ச்சலின் விளைவாக ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகள் தனித்தனி அணுக்களாகப் பிரிகின்றன. பிரிகை அடையாத மூலக்கூறுகளுடன் கூடி அவற்றுட் சில ஓசோனை உண்டாக்குகின்றன.



$$O_2 + O— = O_3$$

ஆய்வகங்களில் ஓசோனைத் தயாரிக்கப் பயன்படும் கருவி 'ஓசோனாக்கி' (Ozoniser) எனப்படும். இதில் இரண்டு வகைகள் உள்ளன. அவை;

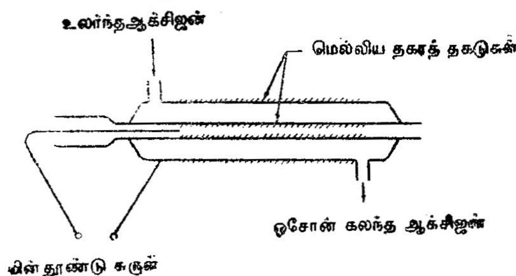
(அ) சீமனின் ஓசோனாக்கி

(ஆ) புரோடியின் ஓசோனாக்கி.

இரண்டும் அமைப்பால் வேறுபட்டுள்ளன; எனினும் ஒரே முறையில் செயல்படுகின்றன.

(அ) சீமனின் ஓசோனாக்கி (Siemen's Ozoniser)

சீமனின் ஓசோனாக்கி இரண்டு ஓரச்சு (co-axial) கண்ணாடிக் குழாய்களால் ஆனது. (படம் 4.1) இவை ஒரு முனையில் உருக்கி மூடப்பட்டுள்ளன. இவற்றுள் உட்குழாயின் (inner tube) உட்பக்கமும் வெளிக்குழாயின் (outer tube) வெளிப்பக்கமும் டின்னின் மெல்லிய தகட்டால் (Tin foil) போர்த்தப்பட்டுள்ளன.



படம் 4.1

சீமனின் ஓசோனாக்கி

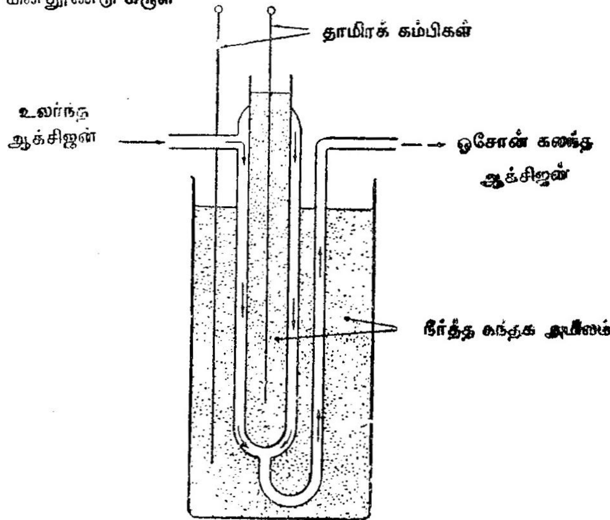
உள்ளும் புறமும் மூடியுள்ள தகரத்தின் மெல்லிய தகடுகள் ஆற்றல் மிகுந்த தூண்டு மின் சுருளின் (induction coil) இரண்டு முனைகளுடன் இணைக்கப்படுகின்றன. இதனால் இடைவெளியில் இருக்கும் காற்றில் பொறியற்ற மின் பாய்ச்சல் (Silent electric

discharge) ஏற்படுகிறது. உலர்ந்த, குளிர்ந்த ஆக்சிஜன் ஓசோனாக்கியினுள் செலுத்தப்படுகிறது. இது இடைவெளிகளிற் பாய்ந்து செல்லும்போது இதன் ஒரு பகுதி பொறியற்ற மின்பாய்ச்சலின் விளைவாக ஓசோனாக மாறுகிறது. எனவே ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் (Ozonised Oxygen) ஓசோனாக்கியின் மறுமுனையில் வெளியேறுகிறது. இதில் 10—15% ஓசோன் உள்ளது.

(ஆ) புரோடியின் ஓசோனாக்கி (Brodies Ozoniser)

இது அமைப்பால் ஓரளவும், செயல்படும் முறையால் முழுவதும் சீமனின் ஓசோனாக்கியை ஒத்துள்ளது. இதில் சீமனின் ஓசோனாக்கியில் இருந்த ஈயத் தகடுகளுக்கு மாறாக நீர்த்த கந்தக அமிலம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது மின்வாய்களாகச் (electrodes) செயல்படுகிறது. இது அதில் உள்ள தாமிரக்கம்பிகள் மூலம் தூண்டு மின் சுருளுடன் (Induction coil) இணைக்கப்படுகிறது.

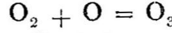
உள்வாய் (inlet) வழியாக உலர்ந்த, குளிர்ந்த ஆக்சிஜன் ஓசோனாக்கியினுள் செலுத்தப்படுகிறது. இது ஓசோனாக்கியின் இடைவெளியிற் பாய்ந்து செல்லும்போது பொறியற்ற மின்பாய்ச்சலுக்கு உள்ளாகிறது. இதனால் இதன் ஒரு பகுதி ஓசோனாகிறது ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் வெளிவாய் வழியாக வெளியேறுகிறது.



படம் 4.2

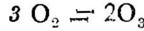
புரோடியின் ஓசோனாக்கி

பொறியற்ற மின் பாய்ச்சலால் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளில் சில ஆக்சிஜன் அணுக்களாகப் பிரிகை யுறுகின்றன. இந்த அணுக்கள் பிரிகையுறாத ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளுடன் அடுத்துக் கூடி ஓசோனை உருவாக்குகின்றன.



$$O_2 + O = O_3$$

ஆக்சிஜனின் இரண்டு புற வேற்றுமை வடிவங்களுக்கு இடையில் ஒரு மீள் சமநிலை (Reversible Equilibrium) நிலவுகிறது.

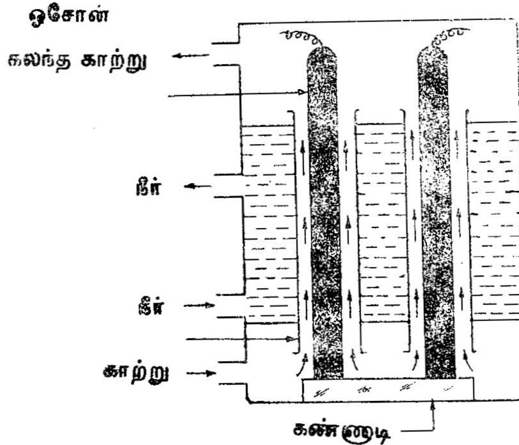


$$3\,O_2 \rightleftharpoons 2O_3$$

ஓசோன் வெப்பத்தாற் சிதைந்து ஆக்சிஜனாக மாறக்கூடியது. எனவே சாதாரண மின்பொறிகளைப் (Electric spark) பயன்படுத்த முடியாது. பயன்படுத்தினால், தோன்றும் வெப்பமானது உருவாகும் ஓசோனைச் சிதைத்துவிடும். எனவேதான் பொறியற்ற மின்பாய்ச்சல் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

4. 5 பேரளவில் ஓசோன் தயாரிப்பு (Manufacture of Ozone)

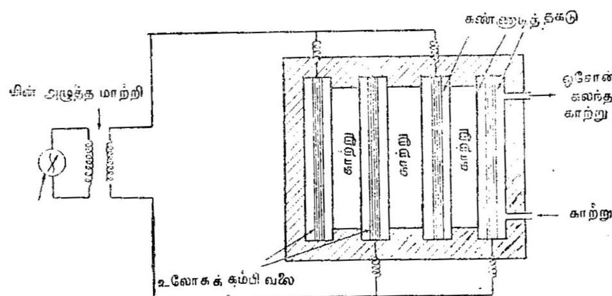
ஓசோனைப் பேரளவில் தயாரிக்கப் பயன்படும் கருவி, சீமன் ஹால்ஸ்கி ஓசோனாக்கி (Siemen-Halske Ozoniser) எனப்படும். இது அலுமினிய உருளைகள் பொருத்தப்பட்ட இரும்புத் தொட்டியால் ஆனது. (படம் 4.3) இந்த அலுமினிய உருளைகள் பீங்கான் குழாய்களால் (Porcelain tubes) மூடப்பட்டுள்ளன. இவற்றைச் சுற்றிக் குளிர்ந்த நீர் சூழ்ந்து ஓடும் அமைப்பு உள்ளது. இதனால் ஓசோனாக்கியின் வெப்பநிலை எப்பொழுதும் குறைவாக இருக்கும்.



படம் 4.3
சீமன் ஹால்ஸ்கி ஓசோனாக்கி

அலுமினிய உருளைகளை மின் மூலத்துடன் (Electric source) இணைத்து ஏறத்தாழ *8000—10000* வோல்ட் மின் அழுத்தம் (Potential) ஏற்படுத்தப் படுகிறது. இதனால் ஓசோனாக்கியினுள் உள்ள காற்று பொறியற்ற மின்பாய்ச்சலுக்கு உள்ளாகிறது. இதன் விளைவாக ஓசோனாக்கியின் அடியில் உள்ள உள்வாய் (inlet) வழியாகச் செலுத்தப்படும் காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனின் ஒரு பகுதி ஓசோனாக மாறுகிறது. ஓசோன் கலந்த காற்று (Ozonised air) மேல் பகுதியில் உள்ள வெளிவாய் (outlet) வழியாக வெளியேறு கிறது. இதில் ஏறத்தாழ 5% ஓசோன் உள்ளது. காற்றுக்கு மாறாக ஆக்சிஜன் செலுத்தப்படின் ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் (Ozonised air) கிடைக்கிறது. இதில் 19% ஓசோன் உள்ளது.

ஓசோனைப் பேரளவில் தயாரிக்கப் பயன்படும் மற்றொரு ஓசோனாக்கி படம் 4-4ல் தீட்டப்பட்டுள்ளது. இது செங்குத்தாக



படம் *4.4*
ஓசோனாக்கி

ஒன்றுக்கொன்று இணையாக அமைந்த உலோகக் கம்பிவலைகள் பொருத்தப்பட்ட பெட்டியாலானது. ஒவ்வொரு கம்பிவலையும் கண்ணாடித் தகடுகளால் சூழப்பட்டுள்ளது. அடியிலுள்ள திறப்பு வழியாகக் காற்று உள்ளே செலுத்தப்படுகிறது. இது பொறியற்ற மின்பாய்ச்சலுக்கு உள்ளாகிறது. இதனால் இதில் உள்ள ஆக்சிஜனின் ஒரு பகுதி ஓசோனாகிறது. மேலுள்ள திறப்பு வழியாக ஓசோன் கலந்த காற்று வெளியேறுகிறது.

4 6 தூய ஓசோன் தயாரிப்பு (Preparation of pure ozone)

ஓசோனை உருவாக்கப் பயன்படும் ஓசோனாக்கிகள் ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் (ozonised oxygen) என்னும் வாயுக்கலவையை வழங்குகின்றன. இக் கலவையில் *10%* ஓசோனும், எஞ்சிய விழுக்காடு (percentage) ஆக்சிஜனும் உள்ளன. இக்கலவையையே பெரும்பான்மையான தேவைகளுக்குப் பயன்படுத்தலாம். தூய

ஓசோன் அரிதாகவே வேண்டியிருக்கிறது. தூய ஓசோன் தேவைப்படின் மேற்கண்ட கலவைகளிலிருந்து பிரித்துப் பெறப் படுகிறது. இப் பிரிப்பு இரண்டு படிகளில் நிகழ்கிறது.

(அ) ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் நீர்மம் ஆக்கப்படுகிறது.

(ஆ) நீர்மநிலையில் கிடைத்த ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் அடுத்து வடித்துப் பகுக்கப்படுகிறது.

இரண்டாவது படியில் தூய ஓசோன் ஆக்சிஜனிலிருந்து பிரிக்கப்படுகிறது.

4.7 ஓசோனின் பௌதிகப் பண்புகள் (**Physical properties of ozone**)

(அ) நிறமற்ற வாயு

(ஆ) அதற்கே உரித்தான ஒருவித மணம் உடையது

(இ) சிறிதளவு மூச்சுக் காற்றில் உட்கொள்ளினும் தலைவலி யையும் வாந்தியையும் விளைவிக்கும் இயல்பு உடையது

(ஈ) பேரளவில் மூச்சுக் காற்றில் உட்கொள்ளின் நஞ்சாகச் செயல்படும் இயல்புடையது

(உ) ஆக்சிஜனைக் காட்டிலும் நீரில் பத்து மடங்கு மிகுதியாகக் கரையக்கூடியது

(ஊ) நீர்மநிலையில் கருநீல நிறம் உடையது (கொதிநிலை —112.4°C)

(எ) திண்மநிலையில் ஊதா நிறமுடைய படிகங்களாக நிலவும் இயல்புடையது (உருகுநிலை - 249.7°C)

(ஏ) காற்றினும் சற்றுக் கனமானது.

4.8 ஓசோனின் வேதிப் பண்புகள் (**Chemical properties of ozone**)

ஓசோன் வினைபுரிதிறன் மிகுதியாக உடையது இது ஓர் ஆற்றல் மிகுந்த ஆக்சிகரணி (oxidising agent) ஆகும். இது ரப்பர், கார்க் (Cork) ஆகியவற்றை விரைந்து தாக்கி அழிக்கும் இயல் புடையது. எனவே இதனை உருவாக்கப் பயன்படும் கருவிகளில் (ஓசோனாக்கிகள்) மேற்கண்ட பொருள்கள் பயன்படுத்தப் படுவதில்லை. ஓசோனின் வேதிப் பண்புகளைக் கீழ்வரும் தலைப்புக் களின் கீழ் அறியலாம்.

(அ) சிதைவு (**Decomposition**)

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் தூய ஓசோன் வெடி ஒலியுடன் (Explosive sound) விரைந்து சிதைகிறது. ஆனால் ஓசோன் கலந்த

ஆக்சிஜன் மெதுவாகச் சிதைகிறது. ஓசோன் சிதைவடைதல் 300°C வெப்பநிலையில் முழுமை பெறுகிறது.



$$2\,O_3 \rightarrow 3\,O_2$$

ஓசோன் ஆக்சிஜன்

நன்கு நுணுக்கப்பட்ட தங்கம், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்கள், மாங்கனீசு ஆக்சைடு, காப்பர் ஆக்சைடு போன்ற வினைவேக மாற்றிகள் (Catalysts) ஆகியவற்றின் முன்னிலையில் சிதைவு மிகவும் விரைந்து நிகழ்கிறது.

(ஆ) ஆக்சிகரணப் பண்புகள் (Oxidising properties)

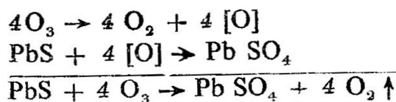
ஓசோன் ஓர் ஆற்றல் மிகுந்த ஆக்சிகரணி. இது ஆக்சிஜனால் ஆக்சிகரணம் (Oxidation) செய்யப்படாத பொருளைக்கூட சாதாரண வெப்பநிலையிலேயே ஆக்சிகரணம் செய்கிறது. இதன் ஆக்சிகரணப் பண்பைக் கீழ்வரும் அடிப்படைச் சமன்பாடு சுட்டுகிறது.



$$O_3 \rightarrow O_2 + [O]$$

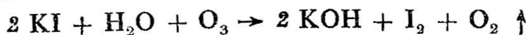
ஓசோன் மூலக்கூறு ஒவ்வொன்றும் எளிதாகச் சிதைவதால் தோன்றும் புதுப்பிறப்பு ஆக்சிஜன் (Nascent Oxygen) அணு ஆற்றல் மிக்கது. அனைத்துப் பொருள்களையும் ஆக்சிகரணம் செய்யும் திறன்மிக்கது. எடுத்துக்காட்டுக்கள் :—

(1) ஓசோன், கருமை நிறக் காரீய சல்ஃபைடை (Lead sulphide) ஆக்சிகரணம் செய்து வெண்மை நிற ஈய சல்ஃபேட்டாக (Lead sulphate) மாற்றுகிறது.



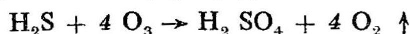
$$4O_3 \rightarrow 4\,O_2 + 4\,[O]$$
$$PbS + 4\,[O] \rightarrow Pb\,SO_4$$
$$PbS + 4\,O_3 \rightarrow Pb\,SO_4 + 4\,O_2 \uparrow$$

(2) ஓசோன், பொட்டாசியம் அயோடைடை (Potassium iodide) ஆக்சிகரணம் செய்து அயோடினை வெளியிடுகிறது.



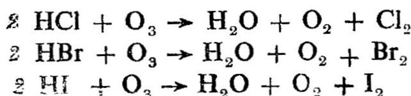
$$2\,KI + H_2O + O_3 \rightarrow 2\,KOH + I_2 + O_2 \uparrow$$

(3) ஓசோன், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை ஆக்சிகரணம் செய்து கந்தக அமிலமாக மாற்றுகிறது.



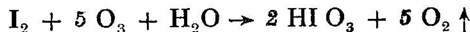
$$H_2S + 4\,O_3 \rightarrow H_2\,SO_4 + 4\,O_2 \uparrow$$

(4) ஓசோன், ஹலைடுகளை (Hydrogen halides) ஆக்சிகரணம் செய்து உப்பீனிகளை (Halogens) வெளியிடுகிறது.

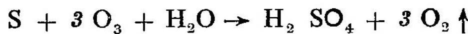


$$2\,HCl + O_3 \rightarrow H_2O + O_2 + Cl_2$$
$$2\,HBr + O_3 \rightarrow H_2O + O_2 + Br_2$$
$$2\,HI + O_3 \rightarrow H_2O + O_2 + I_2$$

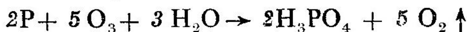
(5) ஓசோன், ஈரம் மிகுந்த அயோடின், கந்தகம், பாஸ்பரஸ் ஆகியவற்றை ஆக்சிகரணம் செய்து, முறையே அயோடிக் அமிலம் (Iodic acid), கந்தக அமிலம், ஃபாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் (Phosphoric acid) ஆகியவற்றை உண்டாக்குகிறது.



$$I_2 + 5\,O_3 + H_2O \rightarrow 2\,HIO_3 + 5\,O_2 \uparrow$$

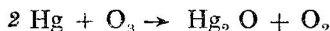


$$S + 3\,O_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 3\,O_2 \uparrow$$



$$2P + 5\,O_3 + 3\,H_2O \rightarrow 2H_3PO_4 + 5\,O_2 \uparrow$$

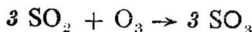
(6) ஓசோன், பாதரசத்தை ஆக்சிகரணம் செய்து பாதரச ஆக்சைடை உண்டாக்குகிறது.



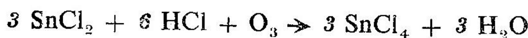
$$2\,Hg + O_3 \rightarrow Hg_2O + O_2$$

பாதரசத்தின் வழியாக ஓசோனைச் செலுத்தும்போது இப்படி உண்டாகும் Hg_2O எஞ்சியுள்ள பாதரசத்தில் கரைகிறது. இதனால் பாதரசத்தின் பிறைதளம் (meniscus) மறைகிறது. பாதரசம் கண்ணாடியின் பரப்பில் ஒட்டுகிறது. இது 'பாதரசம் திரியாதல்' (Tailing of mercury) எனப்படும்.

இதுவரை கண்ட ஆக்சிகரண வினைகளில் எல்லாம் ஈடுபடும் ஒவ்வொரு ஓசோன் மூலக்கூறிலிருந்தும் ஒரு ஆக்சிஜன் மூலக்கூறு வெளியிடப்படுவதைக் கண்டோம். ஆனால் சில குறிப்பிட்ட வினைகளில் ஓசோன் மூலக்கூற்றின் அனைத்து ஆக்சிஜன் அணுக்களும் ஆக்சிகரணத்தில் பயன்படுகின்றன. எடுத்துக் காட்டாகப் பின்வரும் வினைகளைக் காணலாம் :



$$3\,SO_2 + O_3 \rightarrow 3\,SO_3$$



$$3\,SnCl_2 + 6\,HCl + O_3 \rightarrow 3\,SnCl_4 + 3\,H_2O$$

(இ) வெளுக்கும் பண்புகள் (Bleaching properties)

ஓசோன் ஒரு நல்ல வெளுப்பிக்கும் பொருள் (Bleaching agent). இதன் வெளுப்பிக்கும் பண்புகளுக்கு அடிப்படைக் காரணம் இதன் ஆக்சிகரணப் பண்பாகும். இது இண்டிகோ (Indigo) லிட்மஸ் (litmus) போன்ற வண்ணப் பொருள்களின் நிறத்தை நீக்குகிறது

(ஈ) குறைப்பிக்கும் பண்புகள் (Reducing properties)

ஓசோன் சில குறிப்பிட்ட பொருள்களுடன் (பெர் ஆக்சைடுகள்) புரியும் வினைகளில் குறைப்பானாகச் (Reducing agents) செயல்படுகிறது. இதன் குறைப்பிக்கும் பண்பைக் கீழ்வரும் சமன்பாடு சுட்டுகிறது.



$$O_3 \rightarrow O_2 + [O]$$

ஓசோன் சிதைவதால் தோன்றும் கூடுதலான ஆக்சிஜன் அணு ஃபர் ஆக்சைடுகளில் உள்ள கூடுதலான ஆக்சிஜன் அணுவுடன் கூடி ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளை உண்டாக்குகிறது.

எடுத்துக்காட்டுக்கள் ;

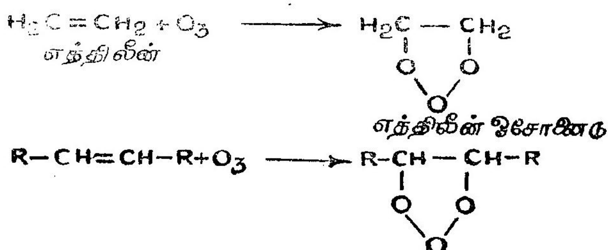

$BaO_2 + O_3 \rightarrow BaO + 2O_2$


$H_2O_2 + O_3 \rightarrow H_2O + 2O_2$

இந்த வினைகளில் மற்றப் பொருள்களில் (பெர் ஆக்சைடுகள்) இருந்து, ஓசோன், ஆக்சிஜன் அணுக்களை நீக்குகிறது ; குறைப் பானாகச் செயல்படுகிறது.

(உ) சேர்ப்பு வினைகள் (Addition Reactions)

ஓசோன் இரட்டைப் பிணைப்புள்ள (double bond) நிறைவுறு (unsaturated) கரிமச் சேர்மங்களுடன் கூடிச் சேர்ப்புச் சேர்மங்களை (Addition compounds) உண்டாக்குகிறது. இந்தச் சேர்மங்கள் 'ஓசோனைடுகள்' எனப்படும். எடுத்துக்காட்டுக்கள் :



4 9 ஓசோனின் பயன்கள் (Uses of Ozone)

(1) ஓசோன் ஒரு நல்ல கிருமி நாசினி (Germicide). எனவே இது குடிநீரைத் தூய்மைப்படுத்தவும், நெரிசல் மிகுந்த திரைப்பட அரங்குகள், நிலத்தின் அடியில் போடப்பட்டுள்ள சுரங்க இருப்புப் பாதைகள் (tunnel railways) ஆகிய இடங்களில் உள்ள காற்றைத் தூய்மைப்படுத்தவும் பயன்படுகிறது.

(2) ஓசோன் எண்ணெய், தந்தம், மெழுகு போன்ற பொருள்களை வெளுப்பிக்கப் பயன்படுகிறது.

(3) ஓசோன், வேனிலீன் (vanilin) என்னும் மணப்பொருள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

(4) ஓசோன் செயற்கைக் கற்பூரம் (artificial camphor) தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

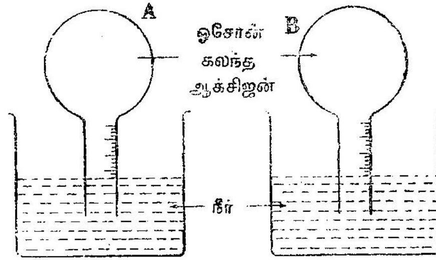
(5) ஓசோன், கரிமவேதியியல் (Organic chemistry) ஆய்வு களில் பயன்படுகிறது.

(6) ஓசோன், செயற்கைப்பட்டு (artificial silk) நெய்யப் பயன்படுகிறது.

4.10 ஓசோனின் வாய்பாடு (Formula of Ozone)

தூய ஆக்சிஜனிலிருந்து ஓசோன் உண்டாகிறது. ஓசோன் சிதைவதால் ஆக்சிஜன் உண்டாகிறது. இந்த உண்மைகள் ஓசோன் என்பது ஆக்சிஜன் என்னும் தனிமத்தின் ஒரு புற வேற்றுமை வடிவம் என்பதைக் காட்டுகின்றன. இதன் வாய்பாடு Ox என்க. இதில் x-இன் மதிப்பைக் காண சோரட்டின் ஆய்வு (Soret's Experiment) பயன்படுகிறது.

சோரட்டின் ஆய்வில் ஒரே பருமனுள்ள ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் நிரம்பிய இரண்டு குடுவைகள் தலைகீழாக நீரில்



படம் 4.5

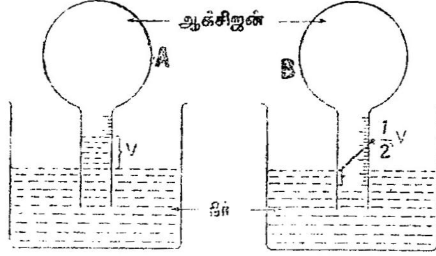
சோரட்டின் ஆய்வு

கவிழ்த்து வைக்கப்படுகின்றன. (படம் 4·5) இந்தக் குடுவைகளின் கழுத்துக்களில் அளவீடு செய்யப்பட்டுள்ளது.

ஒரு குடுவையினுள் சிறிதளவு டர்ப்பென்டைன் (turpentine) புகுத்தப்படுகிறது. இது குடுவையில் உள்ள ஓசோன் அனைத்தை யும் உடனே உறிஞ்சுகிறது. இதனால் குடுவையினுள் உள்ள வாயுவின் பருமன் குறைகிறது. இப்படி ஏற்படும் இடத்தை அடைக்க நீர் மட்டம் உயர்கிறது. அளவீடுகளில் இருந்து உயர்ந்த நீர்மட்டமும், அதிலிருந்து உறிஞ்சப்பட்ட ஓசோனின் பருமனும் முடிவு கட்டப்படுகின்றன.

மற்றொரு குடுவையில் உள்ள ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் ஏறத் தாழ 300°C வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கப்படுகிறது. இதனால் ஓசோன் ஆக்சிஜனைச் சிதைகிறது. குடுவை பழைய வெப்பநிலைக்குக்

குளிரவைக்கப்படுகிறது. இப்பொழுது பருமன் மிகுந்துள்ளது. இதனால் நீர்மட்டம் குறைகிறது. இப்படிக் குறைந்த நீரின் பருமன் முன்னால் ஆய்வில் உயர்ந்த நீரின் பருமனில் சரியாகப் பாதியளவு இருப்பது தெரிகிறது. எனவே,



படம் 4.6
சோரட்டின் ஆய்வு

1 பருமனுள்ள ஓசோன் சிதைந்து $1\frac{1}{2}$ பருமனுள்ள ஆக்சிஜன் கிடைக்கிறது.

∴ 2 பருமனுள்ள ஓசோன் சிதைந்து 3 பருமனுள்ள ஆக்சிஜன் கிடைக்கிறது.

அவோகாட்ரோவின் கற்பிதக் கொள்கைப்படி,

∴ 2 மூலக்கூறுகள் ஓசோன் சிதைந்து 3 மூலக்கூறுகள் ஆக்சிஜன் கிடைக்கின்றன.

∴ 2 மூலக்கூறுகள் ஓசோன் சிதைந்து 6 அணுக்கள் ஆக்சிஜன் கிடைக்கின்றன.

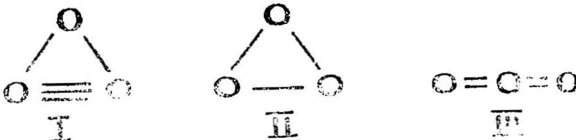
∴ 2 ஓசோன் மூலக்கூறுகள் = 6 ஆக்சிஜன் அணுக்கள்

1 ஓசோன் மூலக்கூறு = 3 ஆக்சிஜன் அணுக்கள்

∴ ஓசோனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு $= O_3$

4.11 ஓசோனின் அமைப்பு (Structure of Ozone)

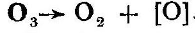
ஓசோனுக்கு மூன்று அமைப்புக்கள் (Structures) கூறப்பட்டுள்ளன. அவை கீழ்வருவன :



இந்த அமைப்புக்களுள் ஒவ்வொன்றிற்கும் ஆதரவான சான்றுகள் உள்ளன.

(அ) முதல் அமைப்புக்கு ஆதரவான சான்றுகள் (Evidences in Favour of the First Structure)

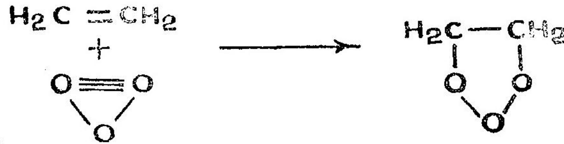
(1) ஓசோன் ஓர் ஆற்றல் மிகுந்த ஆக்சிகரணி. இதன் ஆக்சிகரணப் பண்பைச் சுட்டும் சமன்பாடு,



$$O_3 \rightarrow O_2 + [O]$$

ஒரு ஓசோன் மூலக்கூற்றில் உள்ள மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்களுள் ஒன்று மட்டுமே ஆக்சிகரண வினைகளுக்குப் பயன்படுகிறது. எனவே மூன்று அணுக்களுள் ஒன்று மற்ற இரண்டிலிருந்து வேறுபட்டிருக்க வேண்டும். இந்த அமைப்பில் ஒரு ஆக்சிஜன் அணுவின் இணைதிறன் இரண்டு; மற்ற ஆக்சிஜன் அணுக்களின் இணைதிறன் நான்கு.

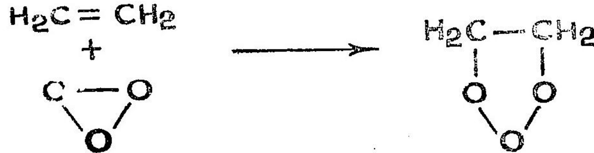
(2) ஓசோன் நிறைவுறாக் கரிமச் சேர்மங்களுடன் கூடிச் சேர்ப்புச் சேர்மங்களைத் தருகிறது. இந்தச் சேர்ப்பு வினைகளை முதல் அமைப்பு விளக்குகிறது.



(ஆ) இரண்டாவது அமைப்பிற்கு ஆதரவான சான்றுகள் (Evidences in Favour of second Structure)

(1) ஆக்சிஜனின் இணைதிறன் இரண்டு. இந்த அமைப்பில் அனைத்து ஆக்சிஜன் அணுக்களின் இணைதிறன் இரண்டு.

(2) ஓசோன் நிறைவுறாக் கரிமச் சேர்மங்களுடன் கூடிச் சேர்ப்புச் சேர்மங்களைத் தருகிறது. இந்தச் சேர்ப்பு வினைகளை இந்த வாய்பாடு விளக்குகிறது.

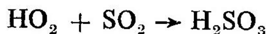


(இ) மூன்றாவது அமைப்புக்கு ஆதரவான சான்றுகள் (Evidences in Favour of Third Structure)

(1) ஓசோன் மூலக்கூற்றிலுள்ள மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்களுள் ஒன்று மற்ற இரண்டிலிருந்தும் வேறுபட்டது. இது ஓசோனின் ஆக்சிகரணப் பண்பை விளக்குகிறது. இந்த அமைப்பில் ஒரு

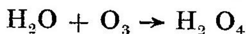
ஆக்சிஜன் அணு (இணைதிறன்=4) மற்று இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்களில் (இணைதிறன் =2) இருந்து வேறுபடுகிறது.

(2) ஓசோன் சில பண்புகளில் கந்தக-டை-ஆக்சைடை ஒத்துள்ளது. எடுத்துக்காட்டு :



$$HO_2 + SO_2 \rightarrow H_2SO_3$$

கந்தக அமிலம்



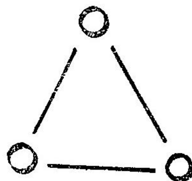
$$H_2O + O_3 \rightarrow H_2O_4$$

ஓசோனிக் அமிலம்

கந்தக-டை-ஆக்சைடின் அமைப்பு O=S=O ஆகும். எனவே ஓசோனின் அமைப்பு O=O=O ஆக இருக்கவேண்டும்.

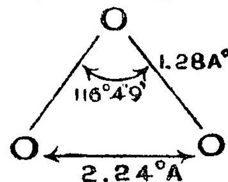
(ஈ) பெரிதும் பயன்படும் அமைப்பு

ஓசோனின் மேற்கண்ட மூன்று அமைப்புக்களுள் வழக்கத்தில் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படும் அமைப்பு இரண்டாவது அமைப்பு ஆகும்.

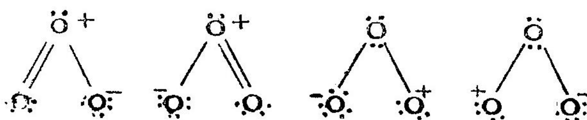


(உ) இன்றைய முடிவு

எலெக்ட்ரான் விளிம்பு விளைவு (Electron diffraction) ஆய்வுகள், புறச்சிவப்புக் கதிர் (Infra-red) ஆய்வுகள் ஆகியன தந்த முடிவுகள் ஓசோன் மூலக்கூற்றின் அமைப்புக் கீழ்வருவது என்பதை மெய்ப்பிக்கின்றன.



ஓசோனிலுள்ள ஆக்சிஜன்–ஆக்சிஜன் பிணைப்பு நீளம் 1·28A°. இது உண்மையில் ஒற்றைப் பிணைப்பின் நீளத்(1.48A°) திற்கும், இரட்டைப் பிணைப்பின் நீளத்திற்கும் (1·10A°) இடைப்பட்டதாகும். எனவே ஓசோன் என்பது கீழ்வரும் உடன் இசைவு (resonance) அமைப்புக்களின் கலப்பு என்று கருதப்படுகிறது.



வினாக்கள்

1. ஓசோன் பேரளவில் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? இதன் பண்புகளைத் தொகுத்துப் பயன்களைக் குறிப்பிடுக. இதன் அமைப்பை விவரிக்க. இதனை ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடிலிருந்து தனித்தறிவது எப்படி?
(செ.ப.ஏப்ரல் 60).

2. ஓசோனின் ஆக்சிகரணப் பண்புகளை விவரிக்க,
(செ.ப.செப்டம்பர் 65)

3. ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜனை உருவாக்கும் முறையை விவரிக்க.

4. ஓசோனின் சிறந்த பண்புகளைக் கூறுக.

5. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு

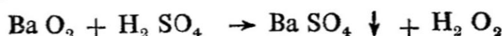
(Hydrogen Peroxide)

5.1 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு (Hydrogen Peroxide)

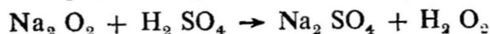
எல். ஜே. தெனார்டு (Thenard) என்பவர் பிரெஞ்சு நாட்டு வேதியியல் ஆராய்ச்சியாளர். அவர் பேரியம் பெராக்சைடு (Barium Peroxide) மீது பல்வேறுபட்ட நீர்த்த அமிலங்களால் ஏற்படும் வினைகள், விளைவுகள் பற்றி விரிவாக ஆராய்ச்சிகள் நிகழ்த்தினார். அப்பொழுது 1818ஆம் ஆண்டு அவர் முதன் முதலாக ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைக் கண்டுபிடித்தார். அதற்கு "ஆக்சிஜனேற்றம் பெற்ற நீர்" (Oxygenated water) என்று பெயரிட்டார். அதற்குப்பின் 1894ஆம் ஆண்டு உல்ஃபன்ஸ்டீன் (Wolffenstein) என்பவர் அதனைத் தூயநிலையில் ஆயத்தம் செய்தார். ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு இயற்கையில் மிகமிகச் சிறிதளவு கிடைக்கிறது. இது வளிமண்டிலம், மழை, பனி ஆகியவற்றிலும், சில குறிப்பிட்ட பயிர்களிலும் மிகமிகச் சிறிய அளவில் காணப்படுகின்றது.

5.2 ஆய்வகத் தயாரிப்பு (Laboratory Preparation)

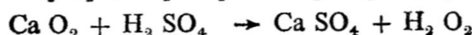
உலோகப் பெராக்சைடுகள் (Metallic Peroxides) மீது நீர்த்த அமிலங்கள் (dilute acids) நிகழ்த்தும் வினையின் விளைவாக ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு தோன்றுகிறது. இந்த வினையை அடிப்படையாகக் கொண்டு ஆய்வகத்தில் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. இந்த வினைக்கு எடுத்துக்காட்டாகக் கீழ்வருவனவற்றைக் குறிப்பிடலாம்.



$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + H_2O_2$$



$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

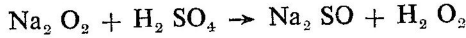


$$CaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O_2$$

ஆய்வகங்களில் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைத் தயாரிக்கப் பின்பற்றப்படும் இரண்டு முறைகளைக் காண்போம்.

(1) சோடியம் பெராக்சைடிலிருந்து தயாரித்தல் (**Preparation from Sodium Peroxide**)

பனிக்கட்டியின் குளிர்ச்சிக்குக் குளிர்ந்த நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடன் (20% H_2SO_4) கணக்கிடப்பட்ட (Calculated) தெரிந்த எடையுள்ள சோடியம் பெராக்சைடு சிறிது சிறிதாகச் சேர்க்கப்பட்டு நன்கு கலக்கப்படுகிறது. இதனால் கீழ்வரும் வினை நிகழ்கின்றது.



$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO + H_2O_2$$

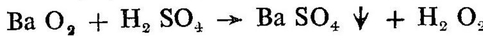
வினைப்பொருள்களில் ஒன்றாகிய சோடியம் சல்பேட் (Sodium Sulphate)டில் பெரும்பகுதி படிகங்களாகப் பிரிகிறது. மற்றொன்றாகிய ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு கரைசலில் தங்குகிறது. இதனால் கிடைக்கும் கரைசலில் ஏறத்தாழ 30% ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடும், மிகமிகச் சிறிதளவு சோடியம் சல்பேட்டும் இருக்கின்றன. இந்தத் தயாரிப்பில் கீழ்வருபவை குறிப்பிடத்தக்கன:-

(i) ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு நிலைத்தன்மை இல்லாதது. வெப்பநிலை சிறிது உயரின் சிதையும் இயல்புடையது. எனவே வினைப்படு பொருள்கள் ($Na_2O_2 \cdot H_2SO_4$) இரண்டும் பனிக்கட்டியின் குளிர்ச்சிக்குக் குளிர்ந்திருக்க வேண்டும்.

(ii) கரைசலில் பிரியாது எஞ்சியிருக்கும் Na_2SO_4 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் பண்புகளைப் பாதிப்பதில்லை. எனவே இப்படிக் கிடைக்கும் H_2O_2 சலவை செய்வதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

(2) பேரியம் பெராக்சைடிலிருந்து தயாரித்தல் (**Preparation from Barium Peroxide**)

நீரேற்றம் பெற்ற பேரியம் பெராக்சைடு (Hydrated Barium Peroxide) நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபுரிகிறது; ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைத் தருகிறது.

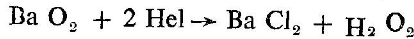


$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + H_2O_2$$

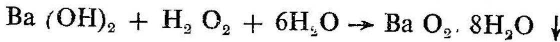
ஆனால் வணிக நிலையங்களில் கிடைக்கும் பேரியம் பெராக்சைடு நீரற்றது. இது தொடக்கத்தில் நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபுரிகிறது. ஆனால் இந்த வினையில் தோன்றும் $BaSO_4$ இதன் துகள்கள் மீது ஒரு படிவை ஏற்படுத்துகிறது. எனவே இது மேற்கொண்டு வினைபுரிவதில்லை. இதனால் இந்த நீரற்ற பேரியம் பெராக்சைடு, ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைத் தயாரிக்கப் பயன்படுவதில்லை. எனவே இது நீரேற்றம் பெற்ற பேரியம் பெராக்சைடாக மாற்றப்படுகிறது. பின் அதிலிருந்து ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு தயாரிக்கப்படுகிறது.

(i) நீரேற்றம் பெற்ற பேரியம் பெராக்சைடைத் தயாரித்தல் **(Preparation of Hydrated Barium Peroxide)**

வணிக நிலையங்களில் கிடைக்கும் நீரற்ற பேரியம் பெராக்சைடு நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்படுகிறது. இதில் கிடைக்கும் வினைப்பொருளுடன் அடுத்துப் பேரியம் ஹைட்ராக்சைடு சேர்க்கப்படுகிறது. இதனால் கீழ்வரும் மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன.



$$BaO_2 + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + H_2O_2$$



$$Ba(OH)_2 + H_2O_2 + 6H_2O \rightarrow BaO_2 \cdot 8H_2O \downarrow$$

வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும் நீரேற்றம் பெற்ற பேரியம் பெராக்சைடு வடிகட்டி எடுக்கப்படுகிறது.

(ii) ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைத் தயாரித்தல் **(Preparation of Hydrogen Peroxide)**

நீரேற்றம் பெற்ற பேரியம் பெராக்சைடு பனிபோல் குளிர்ந்த நீருடன் (ice-cold water) சேர்த்து நன்கு குழைக்கப்பட்டுப் பசையாக்கப்படுகிறது. இந்தப் பசை பனிக்கட்டியின் குளிர்ச்சிக்குக் குளிர்ந்த நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடன் சிறிதுசிறிதாகச் சேர்க்கப்பட்டு நன்கு கலக்கப்படுகிறது. இதனால் தோன்றும் பேரியம் சல்பேட் வீழ்படிவாகி அடியில் படிகிறது. இது பின்னர் வடிகட்டி நீக்கப்படுகிறது. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் நீர்த்த கரைசல் கிடைக்கிறது.



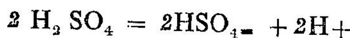
$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow H_2O_2$$

5.3 பேரளவுத் தயாரிப்பு (Manufacture)

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடை வணிகத் தேவைகளுக்காகப் பேரளவில் உருவாக்கப் பல முறைகள் உள்ளன. அவை கீழ்வருவன:-

(1) மின்னாற் பகுத்தல் முறை (Electrolysis Method)

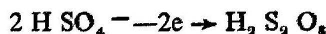
அடர் கந்தக அமிலம் 5°C வெப்பநிலையில் பிளாட்டினம் மின்வாய்களையும் மிக்க அழுத்தமுள்ள மின்சாரத்தையும் பயன்படுத்தி மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. இதனால் நேர்மின்வாயில் (at anode) பெர்சல்ஃபியூரிக் அமிலம் (Persulphuric acid-$H_2S_2O_4$) உண்டாகிறது. இதுமெதுவாக நீராற்பிரிகை (hydrolysis) அடைந்து கந்தக அமிலத்தையும் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடையும் நேர்மின் வாயிலும், ஹைட்ரஜனை எதிர்மின் வாயிலும் வெளியிடுகிறது. இந்த முறையில் நிகழ்ந்த மாற்றங்கள் கீழ்வருவன:-



$$2H_2SO_4 = 2HSO_4^- + 2H^+$$

இவற்றுள் HSO_4—அயனிகள் நேர்மின் வாய் (Anode) நோக்கியும் H+ அயனிகள் எதிர்மின் வாய் (Cathode) நோக்கியும் நகர்கின்றன.

நேர்மின் வாயில்

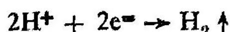


$$2HSO_4^- - 2e \rightarrow H_2S_2O_8$$



$$H_2S_2O_8 + 2H_2O \rightarrow 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

எதிர்மின் வாயில்

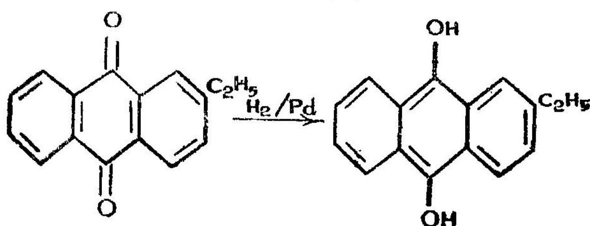


$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow$$

இந்த முறையில் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு நீர்த்த கரைசலாக நேர்மின் வாயில் கிடைக்கிறது. இது அடுத்தாற்போல குறைந்த அழுத்தத்தில் (at reduced pressure) காய்ச்சி வடிக்கப்பட்டுச் செறிவு மிகுக்கப்படுகிறது.

(2) தன் ஆக்சிஜனேற்ற முறை (Auto Oxidation Method)

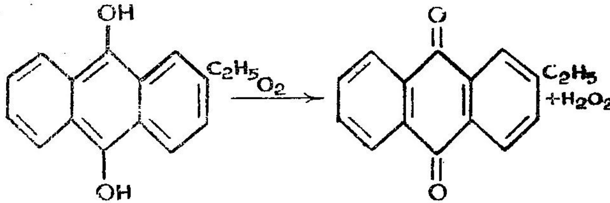
இந்த முறை மிகவும் அண்மைக் காலத்தில் கண்டறியப்பட்டதாகும். இது இப்பொழுது பெரிதும் பயன்படுத்தப் படுகிறது. இந்த முறையில் ஆன்த்ரோகுயுனோன் (Anthraquinone) என்னும் கரிமச் சேர்மத்தின் வழிப்பொருள் (Derivative) ஒன்று ஹைட்ரஜனைப் பயன்படுத்திக் குறைக்கப்படுகிறது. இதனால் ஆன்த்ரோ குயுனாலின் (Anthraquinone) வழிப்பொருள் உண்டாகிறது இந்தக் குறைப்பில் நன்றாகத் தூள் செய்யப்பட்ட பலேடியம் (Palladium) வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படுகிறது.



ஆன்த்ரோ குயுனோனின் வழிப்பொருள் ஆன்த்ரோ குயுனாலின் வழிப்பொருள்

இப்படிக் கிடைத்த ஆன்த்ரோ குயுனாலின் வழிப்பொருள் வழியாகக் காற்று செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் அது ஆக்சிகரணம் அடைந்து மீண்டும் ஆன்த்ரோ குயுனோனின் வழிப்பொருளாக மாறுகிறது. இந்த மாற்றத்தில் நீர்த்த (20%) ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு கரைசல் துணைப்பொருளாகக் கிடைக்கிறது.

மீண்டும் கிடைத்த ஆன்த்ரோ குயுனோனின் வழிப்பொருள் மீண்டும் மீண்டும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. நீர்த்த ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசல் வெற்றிடத்திற் காய்ச்சி வடிக்கப்பட்டுச் செறிவு மிகுக்கப்படுகிறது.



5.4 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசலின் செறிவை மிகுத்தல் (Concentration of Hydrogen Peroxide Solution)

அனைத்து முறைகளிலும் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு நீர்த்த கரைசல்களாகவே கிடைக்கிறது. இவற்றின் செறிவை மிகுக்கும் போது இவற்றுள் உள்ள மாசுகள் வினைவேக மாற்றியாகச் செயல் படுகின்றன. இதனால் இக் கரைசல்களில் உள்ள ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு வெடிக்கிறது. எனவே செறிவு மிகுத்தல் என்பது இடர் நிறைந்த ஒரு முயற்சியாகும். எனினும் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசலின் செறிவு கீழ்வருமாறு மிகுக்கப்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசல் 60°C வெப்பநிலைக்குக் கீழ் மிகக் குறைந்த அழுத்தத்தில் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. இதனால் சற்று எளிதில் ஆவியாகும் நீர் முதலில் ஆவியாகி வடிகிறது. அடுத்து ஹைட்ரஜன் பெரக்சைடு ஆவியாகி வடிகிறது. இது ஒரு புதிய கலத்தில் சேகரிக்கப்படுகிறது. இப்படிக் கிடைக்கும் வடிநீர்மத்தின் (Distillate) செறிவு ஏறத்தாழ 90% ஆகும்.

அடுத்தாற்போல் 90% செறிவுள்ள கரைசல் மிகக் குளிர்ந்த வெப்பநிலைக்குக் குளிரவைக்கப்படுகிறது. இதனால் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுப் படிகங்கள் தோன்றிக் கீழே படிகின்றன. இந்தப் படிகங்களில் கரைசலில் இருப்பதைவிட ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் அளவு மிகுதியாகும். படிகங்கள் பிரித்தெடுக்கப்பட்டு உருக்கப்பட்டு மீண்டும் உறைய வைக்கப்படுகின்றன. இதனால் செறிவு மிகுகிறது. இந்த முறையை மீண்டும்மீண்டும் செய்து இறுதியில் நீரற்ற தூய ஹைட்ரஜன பெராக்சைடு பெறப்படுகிறது.

5.5 பௌதிகப் பண்புகள் (Physical Properties)

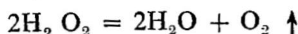
ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு ஒரு நீர்மம். இது நீரற்ற நிலையில் நிறமற்றது; மணமற்றது. இது பேரளவில் இருக்கும்போது வெளிர்

நீல நிறமுடையது. இது நீருடன் அனைத்து விகிதங்களிலும் கலக்கிறது. இதுபோல் இது ஆல்ககால், ஈதர் போன்ற நீர்மங்களுடனும் அனைத்து விகிதங்களிலும் கலக்கிறது.

5.6 வேதிப்பண்புகள் (Chemical Properties)

(அ) நிலையற்ற தன்மை (Instability)

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு நிலையற்றது; மிகவும் நீர்த்த கரைசலாக இருக்கும்போதுகூட வெப்பத்தால் எளிதில் சிதையும் இயல்புடையது. இது சிதைதலால் நீரும் ஆக்சிஜனும் கிடைக்கின்றன.



$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2 \uparrow$$

இந்தச் சிதைவில் வெப்பம் வெளியாகிறது. எனவே இது ஒரு வெப்பம் உமிழ்வினை (Exothermic reaction) ஆகும். இந்தச் சிதைவைக் காரங்கள், சொரசொரப்பான பரப்புக்கள். நன்றாகத் தூள் செய்யப்பட்ட உலோகங்கள், மாங்கனீசு-டை-ஆக்சைடு போன்ற பொருள்கள் மிகுதிப் படுத்துகின்றன. மாறாக, இச் சிதைவைக் கிளிசரால் (Glycerol), யூரியா (Urea), ஆல்ககால் போன்றவை தடுக்கின்றன.

(ஆ) ஆக்சிகரணப் பண்புகள் (Oxidising Properties)

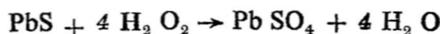
ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு மிகவும் பயனுள்ள ஒரு ஆக்சிகரணி (Oxidising agent) ஆகும். இதன் ஆக்சிகரணப் பண்பைக் கீழ்வரும் அடிப்படைச் சமன்பாடு சுட்டுகிறது.



$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + (O)$$

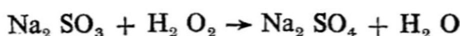
இதில் கிடைக்கும் ஆக்சிஜன் அணு பொருள்களை ஆக்சிகரணம் செய்கிறது. எடுத்துக்காட்டுக்கள்:

(i) ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு கருமையான காரீய சல்ஃபைடை (Lead sulphide) வெண்மையான காரீய சல்ஃபேட்டாக (Lead sulphate) ஆக்சிகரணம் செய்கிறது.



$$PbS + 4\,H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4\,H_2O$$

(ii) ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு சல்பைட்டுகளை (Sulphides) சல்பேட்டுகளாக (Sulphates) மாற்றுகிறது.



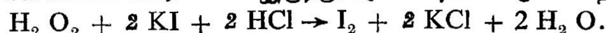
$$Na_2SO_3 + H_2O_2 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

(iii) ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு ஃபெரஸ் உப்புக்களை (Ferrous salts) ஃபெர்ரிக் உப்புக்களாக (Ferric salts) ஆக்சிகரணம் செய்கிறது.



$$2FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O$$

(iv) ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு அமிலமாக்கப்பட்ட பொட்டாசியம் அயோடைட் கரைசலில் இருந்து அயோடினை விடுவிக்கிறது.



$$H_2O_2 + 2KI + 2HCl \rightarrow I_2 + 2KCl + 2H_2O.$$

(இ) குறைப்பிக்கும் பண்புகள் (**Reducing properties**)

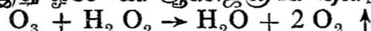
எளிதில் ஆக்சிஜனை இழக்கக்கூடிய சேர்மங்களுடன் வினை புரிகையில் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு குறைப்பானாகச் செயல்படுகின்றது. இந்தப் பண்பைச் சுட்டும் அடிப்படைச் சமன்பாடு,



$$H_2O_2 + (O) \rightarrow H_2O + O_2 \uparrow.$$

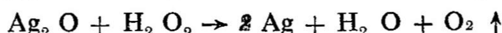
எடுத்துக்காட்டுக்கள் :

(i) இது ஓசோனை ஆக்சிஜனாகக் குறைக்கிறது.



$$O_3 + H_2O_2 \rightarrow H_2O + 2O_2 \uparrow$$

(ii) இது வெள்ளி ஆக்சைடை வெள்ளியாகக் குறைக்கிறது.



$$Ag_2O + H_2O_2 \rightarrow 2Ag + H_2O + O_2 \uparrow$$

(iii) இது குளோரின், புரோமின் ஆகியவற்றை அவற்றின் ஹைட்ரஜன் அமிலங்களாகக் (Hydracids) குறைக்கிறது.

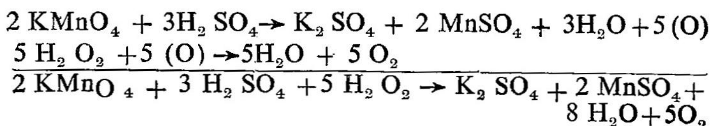


$$Cl_2 + H_2O_2 \rightarrow 2HCl + O_2 \uparrow$$



$$Br_2 + H_2O_2 \rightarrow 2HBr + O_2 \uparrow$$

(iv) இது அமிலமாக்கப்பட்ட பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் (Potassium Permonganate) கரைசலின் நிறத்தை நீக்குகிறது; ஆக்சிஜனை விடுவிக்கிறது.

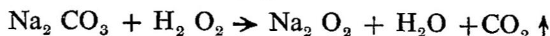


$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5(O)$$
$$5H_2O_2 + 5(O) \rightarrow 5H_2O + 5O_2$$
$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5O_2$$

(ஈ) அமிலப் பண்புகள் (**Acidic Properties**)

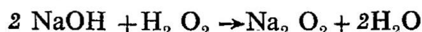
ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு ஒரு வீரியம் குறைந்த அமிலமாகும். இது நீல லிட்மசைச் சிவப்பு லிட்மசாக மாற்றுகிறது. இதன் அமிலப் பண்புக்கு எடுத்துகாட்டுக்கள் :—

(i) இது சோடியம் கார்பனேட்டுடன் வினைபுரிந்து கார்பன்டை ஆக்சைடை விடுவிக்கின்றது.

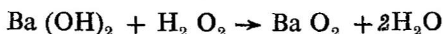


$$Na_2CO_3 + H_2O_2 \rightarrow Na_2O_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

(ii) இது சில காரங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்பையும் நீரையும் உண்டாக்குகிறது.



$$2NaOH + H_2O_2 \rightarrow Na_2O_2 + 2H_2O$$



$$Ba(OH)_2 + H_2O_2 \rightarrow BaO_2 + 2H_2O$$

5·7 பயன்கள் (Uses)

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு பற்பல துறைகளிற் பெரிதும் பயன் படுகிறது. அதன் சிறப்பான பயன்கள் கீழ்வருவன:-

(i) இது பாக்டீரியாக்களை அழிக்கிறது. எனவே இது நச்சுக் கொல்லியாகவும் (antiseptic) கிருமிக் கொல்லியாகவும் (germicide) பயன்படுகிறது. இதனால் புண்கள், பற்கள், செவியின் உட்பகுதிகள் ஆகியவற்றைக் கழுவ இது பயன்படுகிறது.

(ii) இது ஒரு ஆக்சிகரணி; எனவே இது மென்மையான பொருள்களை வெளுக்கப் பயன்படுகிறது.

எடுத்துக் காட்டுக்கள் : பட்டு, தந்தம், சிறகுகள், கம்பளி போன்றவை. மேலும் இது ஆலைகளில் துணிகளை வெளுக்கப் பயன்படுகிறது.

(iii) பழைய ஓவியங்களின் மங்கிய வண்ணங்களை மீண்டும் ஒளிபெறச் செய்யப் பயன்படுகிறது.

(iv) இது விண்வெளிக் கலங்களில் எரிபொருளாகப் பயன் படுகின்றது.

(v) இது ஆய்வகங்களில் ஆக்சிகரணியாகப் பயன்படுகின்றது.

5. 8 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைக் கண்டறிதல் (Detection of Hydrogen Peroxide)

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைக் கண்டறியப் பல்வேறுபட்ட ஆய்வுகள் உள்ளன. அவற்றுள் கீழ்வரும் இரண்டும் குறிப் பிடத்தக்கன :

(i) ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசலை மிகவும் நீர்த்த டைடேனியம் சல்ஃபேட் (Titanium Sulphate) கரைசலுடன் சேர்ப்பின் மஞ்சள் ஆரஞ்சு நிறம் தோன்றுகிறது.

(ii) கந்தக அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசலுடன் சிறிது ஈதர் சேர்த்துப் பின் ஹைட்ரஜன் பெராக் சைடுக் கரைசல் சேர்ப்பின் அடர்ந்த நீலநிறம் ஈதர் பாளத்தில் (Ether layer) தோன்றுகிறது. இதற்குக் காரணம் பெர்குரோமிக் அமிலம் தோன்றுவது ஆகும். அடுத்து இது மெதுவாகச் சிதைந்து ஆக்சிஜனை வெளியிடுகிறது. பச்சை நிறக் கரைசலைக் (குரோமிக் சல்ஃபேட் கரைசல்) தருகிறது.

5. 9 ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் அளவை மதிப்பிடல் (Estimation of Hydrogen Peroxide)

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசல் சிதையும் இயல்புடையது. எனவே பயன்படுத்துமுன் கரைசலில் உள்ள அளவை மதிப்

பிடுவது மிகவும் இன்றியமையாததாகும். இதற்கென இரண்டு முறைகள் உள்ளன.

(i) திறன் தெரிந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசல் பியூரெட்டில் எடுத்துக் கொள்ளப்படும். தெரிந்த பருமனளவு ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசல் ஒரு முகவையில் எடுத்துக் கொள்ளப்படும். இத்துடன் நீர்த்த கந்தக அமிலம் சேர்க்கப் படும். அடுத்து முகவையில் உள்ள கரைசல் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டால் முறிக்கப்படும். முறிவு அளவிலிருந்து ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் அளவு மதிப்பிடப்படும்.

(ii) தெரிந்த பருமனுள்ள ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசல் அமிலங் கலந்த பொட்டாசியம் அயோடைட் கரைச லுடன் சேர்க்கப்படும். இதனால் விடுவிக்கப்படும் அயோடின் திறன்தெரிந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசலால் முறிக் கப்படும். முறிவு அளவிலிருந்து ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் அளவு மதிப்பிடப்படும்.

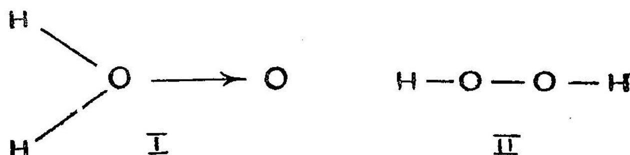
5.10 மூலக்கூற்றின் அமைப்பு (Structure of the Molecules)

(அ) மூலக்கூற்று வாய்பாடு (Molecular Formula)

ஆய்வுகள் மூலம் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் மூலக்கூற்று வாய்பாடு H_2O_2 என்று மதிப்பிடப்பட்டுள்ளது. இது விக்டர் மேயர் முறையால் மதிப்பிடப்பட்ட மூலக்கூற்று எடையால் உறுதி செய்யப்பட்டுள்ளது. எனவே, மூலக்கூற்று வாய்பாடு $= H_2O_2$.

(ஆ) அமைப்பு வாய்பாடு (Structural Formula)

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு மூலக்கூற்றுக்கு இரண்டு அமைப்பு வாய்பாடுகள் கூறப்பட்டுள்ளன. அவை:



(இ) I அமைப்புக்குத் துணைநிற்கும் சான்று (Evidence in Favour of Structure I)

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு ஒரு ஆக்சிகரணி. இதன் ஆக்சி

கரண வினைகளில் ஒவ்வொரு மூலக்கூற்றில் இருந்தும் ஒரு ஆக்சிஜன் அணு பெறப்படுகிறது. இதனைக் கீழ்வரும் அடிப்படைச் சமன்பாடு குறிக்கிறது.



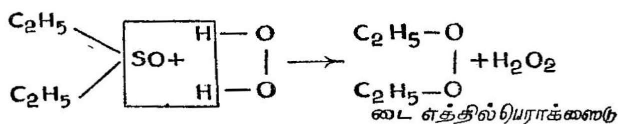
$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + (O)$$

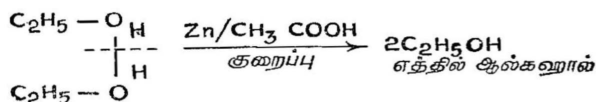
எனவே, ஒரு மூலக்கூற்றில் உள்ள இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்களுள் ஒன்று மற்றொன்றில் இருந்து வேறுபட்டிருக்கவேண்டும். அமைப்பு ஒன்றில் 2 ஆக்சிஜன் அணுக்களும் பிணைக்கப்பட்டிருக்கும் விதத்தால் வேறுபட்டிருக்கின்றன.

(ஈ) II அமைப்புக்குத் துணைநிற்கும் சான்றுகள்(Evidences in Favour of Structure II)

(i) ஆக்சிஜனின் இணைதிறன் இரண்டு; ஹைட்ரஜனின் இணைதிறன் ஒன்று. இந்த அமைப்பில் இவை காணப்படுகின்றன.

(ii) இது டைஎத்தில் சல்ஃபேட்டுடன் (diethyle Sulphate) வினை புரிந்து, டைஎத்தில் பெராக்சைடைத் (diethyle peroxide) தருகிறது. இப்பொருள் Zn/CH_3 COOH ஆல் குறைக்கப்பட்டு எத்தில் ஆல்ககாலைத் தருகிறது. இந்த வினைகளை II அமைப்பு மட்டுமே தெளிவாக விளக்குகிறது.

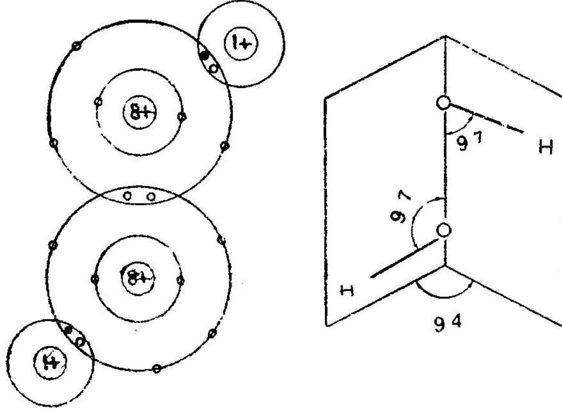




(iii) ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடை X-கதிர் கொண்டு ஆராயின் —O—O— பிணைப்பு இருப்பது தெரிகிறது.

(உ) முப்பரிமாண அமைப்பு வாய்பாடு (Space Formula)

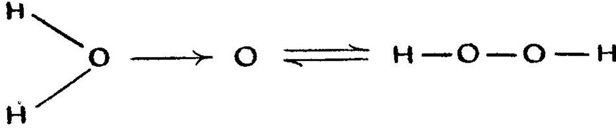
பகுதி திறந்த புத்தகத்தில் பக்கத்திற்கு ஒன்றாக அமைந்த ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும், புத்தகத்தின் கட்டமைப்பில் அமைந்த இரு ஆக்சிஜன் அணுக்களையும் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு மூலக்கூற்றின் அமைப்பு கொண்டது. இந்த அமைப்பினைப் படம் 5-1 காட்டுகின்றது.



படம் 5.1
ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் அமைப்பு வாய்பாடு

(ஊ) இன்றைய கருத்துக்கள் (Modern views)

இன்று கிடைக்கும் ஆய்வுச் சான்றுகளில் இருந்து நீர்க் கரைசலில் உள்ள ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு இரண்டு அமைப்புக்களையும் பெற்றிருப்பதாகவும், இந்த இரண்டு அமைப்புக்களுக்கும் இடையில் ஓர் இயங்கு சமநிலை (dynamic equillibrium) நிலவுவதாகவும் கருதப்படுகிறது.



வினாக்கள்

1. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் தயாரிப்பு, பண்புகள், பயன்கள் ஆகியவற்றை விவரிக்க. (செ. ப. செப்டம்பர் 63)

2. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? இதன் பண்புகள் பற்றியும் அமைப்புப் பற்றியும் சுருக்கி வரைக. (செ. ப. செப்டம்பர் 64)

3. செறிவு மிகுந்த ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுக் கரைசல் தயாரிக்கும் முறையை விவரித்து அந்தக் கரைசலின் பண்புகளைக் குறிப்பிடுக. (செ. ப. ஏப்ரல் 65)

4. ஆக்சிகரணம், குறைப்பு ஆகியவை பற்றிய தற்காலக் கருத்துக்கள் யாவை?

5. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு ஆக்சிகரணியாகவும் குறைப்பானாகவும் செயல்படுகிறது என்பதை மெய்ப்பிக்க. ஒவ்வொன்றுக்கும் ஒரு வினையை எடுத்துக்காட்டாகத் தருக. (செ. ப. செப்டம்பர் 68)

6. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் அமைப்பு வாய்பாட்டைக் கூறி அதற்குத் துணைநிற்கும் சான்றுகளைத் தொகுக்க.

6. ஃப்ளோரின்

(Fluorine)

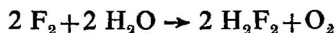
6.1 ஃப்ளோரின் (Fluorine)

ஃப்ளோரின், உப்பீனிகள் (Halogens) குடும்பத்தைச் சேர்ந்த ஒரு தனிமம். இது வீரியம் மிக்கது. எனவே இதனை இதன் சேர்மங்களில் இருந்து பிரித்தெடுக்கும் முயற்சி நெடுங்காலமாகக் கை கூடவில்லை. 1771-ஆம் ஆண்டு ஷீல் (Scheele) என்பவர் ஓர் இரும்பு வாலையில் ஃப்ளோர்ஸ்பார் (Fluorspar), அடர் கந்தக அமிலம் ஆகிய இரண்டையும் சேர்த்துக் காய்ச்சினுர். இதன் விளைவாக ஓர் அமிலத்தைப் பெற்றுர். இந்த அமிலம் ஃப்ளோரிக் அமிலம் (Fluoric acid) எனப்பட்டது. 1810-ஆம் ஆண்டு ஆம்பியர் (Ampere) என்பவர் இந்த அமிலம் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை ஒத்த அமிலம் என்று குறிப்பிட்டார். மேலும், அவர் இதில் ஆக்சிஜன் எதுவும் இல்லை என்று முடிவு செய்தார். எனவே இந்த அமிலம் ஹைட்ரோ ஃப்ளோரிக் அமிலம் (Hydrofloric acid) என்று சொல்லப்பட்டது. இந்த அமிலத்தில் உள்ள புதிய தனிமம் குளோரின் என்னும் தனிமத்தை ஒத்திருப்பதைக் கருதி இதற்கு ஃப்ளோரின் என்று பெயரிடப்பட்டது.

6.2 ஃப்ளோரினைத் பிரித்தெடுக்கும் முயற்சிகள் (Attempts to isolate Fluorine)

ஃப்ளோரினை அதன் சேர்மங்களில் இருந்து பிரித்தெடுக்கும் முயற்சிகள் நீண்ட காலமாகத் தொடர்ந்தும் பயன்தரவில்லை. 1813-ஆம் ஆண்டு டேவி (Davy) என்பவர் ஹைட்ரோ ஃப்ளோரிக் அமிலத்தின் கரைசலை மின்னுற்பகுத்து ஃப்ளோரினை உருவாக்கும் முயற்சியில் ஈடுபட்டார். ஆனுல் ஆக்சிஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரண்டை மட்டுமே பெற்றுர்.

இதற்குக் காரணம், மின்னுற் பகுத்தலினுல் தோன்றும் ஃப்ளோரின் நீருடன் வருமாறு வினைபுரிவதாகும்.



$$2\,F_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,H_2F_2 + O_2$$

எனவே நீரற்ற ஹைட்ரோ ஃப்ளோரிக் அமிலத்தை மின்னாற் பகுக்கும் முயற்சியில் கோர் (Gore) என்பவர் ஈடுபட்டார். இப் பொருள் ஓர் அரிதில் கடத்தி (Non-conductor). எனவே இந்த முயற்சியும் கை கூடவில்லை.

முடிவில் 1886-ஆம் ஆண்டு பல இடர்ப்பாடுகளைக் கடந்து மாய்சன் (Moissan) என்பவர் ஃப்ளோரினைத் தனியாகப் பிரித் தெடுத்தார். இந்த அருவினைக்காக அவர் நோபல் பரிசு (Nobel prize) பெற்றார்.

6.3 பிரித்தெடுத்தல் தோல்வியுறக் காரணங்கள் (Causes for the failure of isolation)

ஃப்ளோரினைப் பிரித்தெடுக்கும் முயற்சிகள் தோல்வியுறக் காரணங்கள் பின்வருவன:-

(i) ஃப்ளோரினின் வீரியம் மிக்க தன்மை

(ii) உருவாக்கப் பயன்படும் கருவிகளைச் செய்யப் பயன்பட்ட கண்ணாடி, ரப்பர், கரி போன்ற பொருள்களைத் தாக்கி அழிக்கும் ஃப்ளோரின் தன்மை

(iii) நீரற்ற HFன் நச்சுத்தன்மை, பொருள்களை அரிக்கும் (corrosive) தன்மை ஆகியன.

(iv) HFன் நீர்க்கரைசல்கள் மின்னாற் பகுத்தலின் போது ஆக்சிஜனையும் ஹைட்ரஜனையும் வழங்கல். நீரற்ற H F ஓர் அரிதில் கடத்தியாக இருத்தல்.

6.4 தோன்றுதல் (Occurrence)

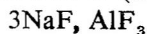
தொழிலகங்களுக்கு வேண்டிய மிக்க அளவுள்ள ஃப்ளோரின், கால்சியம் ஃப்ளோரைடு (Calcium fluoride-CaF_2) என்னும் சேர்மத்திலிருந்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இந்தச் சேர்மம் இயற் கையில் ஃப்ளோரஸ்பார் (Fluorspar) என்னும் தனிமமாகக் கிடைக் கிறது. மேலும் இது கீழ்வரும் தனிமங்களிலும் காணப்படுகிறது.

(அ) ஃப்ளோர் அபடைட் (Fluor apatite)



$$CaF_2\,;\; 3Ca_3\,(Po_4)_2$$

(ஆ) கிரியோலைட் (Cryolite)



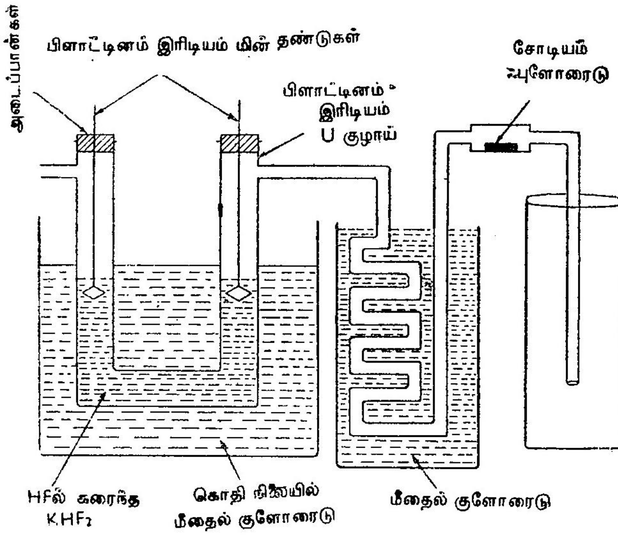
$$3NaF,\ AlF_3$$

6.5 பிரித்தெடுத்தல் (Isolation)

ஃப்ளோரினைத் தனியாகப் பிரித்து எடுக்கும் முயற்சியில் முதலில் மாய்சன் (Moissan) வெற்றி கண்டார். அவரது முறையைத் தொடர்ந்து பல முறைகள் தோன்றின. அவைகளுட் சிறந்தன இன்றும் பயன் தருகின்றன. அவற்றைக் காண்போம்:

(1) மாய்சன் முறை (Moissan Method)

மாய்சன் முறையில் பயன்படும் கருவி (Apparatus) பிளாட்டினம்-இரிடியம் உலோகக் கலவையால் (Platinum-Iridium alloy) செய்யப்பட்ட U வடிவக் குழாயால் ஆனது. இதன் இருமுனைகளும் ஃப்ளோரர்ஸ்பார் (Fluorspar) என்னும் பொருளால் செய்யப்பட்ட அடைப்பான்களால் மூடப்பட்டுள்ளன. இந்த அடைப்பான்கள் வழியாகப் பிளாட்டினம்-இரிடியம் உலோகக் கலவையால் செய்யப்பட்ட இரண்டு மின்தண்டுகள் (Electrodes) செருகப்பட்டுள்ளன.



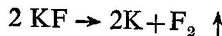
படம் 6.1
மாய்சன் முறை

நீரற்ற ஹைட்ரோ ஃப்ளோரிக் அமிலத்தில் (Hydrofluoric acid) பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு (Potassium hydrogen fluoride) கரைந்த கரைசல் 'U' வடிவக் குழாயில் இடப்பட்டு அதன் வழியாக மின்னோட்டம் செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் கரைசலில் உள்ள பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு பின்வருமாறு மின்னாற் பகுத்தல் அடைகிறது.



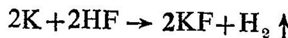
$$KHF_2 \rightarrow KF + HF$$

நேர்மின் வாயில்,



$$2\,KF \rightarrow 2K + F_2 \uparrow$$

எதிர்மின் வாயில்



$$2K + 2HF \rightarrow 2KF + H_2 \uparrow$$

மின்னாற் பகுத்தலினால் தோன்றும் ஃப்ளோரின், ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரண்டும் முறையே நேர்மின் வாயிலும் எதிர்மின் வாயிலும் வெளியிடப் படுகின்றன. இந்த முறையில் கீழ்வருபவை குறிப்பிடத்தக்கன:

(i) நீரற்ற ஹைட்ரோ ஃப்ளோரிக் அமிலம் மிகவும் எளிதில் ஆவியாகும் நீர்மம். எனவே, இதனைத் தடுக்க 'U' வடிவக் குழாய் ஒரு 'மெத்தில் குளோரைடு' தொட்டியில் மூழ்கி இருக்கும்படி வைக்கப்பட்டு – 23°C வெப்ப நிலைக்குக் குளிர்விக்கப் படுகிறது.

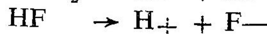
(ii) மின்னாற் பகுத்தலில் கிடைக்கும் ஃப்ளோரின் வாயுவில் சிறிதளவு ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு ஆவி இருக்கக்கூடும். எனவே இது மெத்தில் குளோரைடு (Methyl Chloride) நீர்மத்தில் மூழ்கியிருக்கும் பிளாட்டினத்தால் செய்யப்பட்ட சுருள்குழாய் வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் குளிர்ந்து ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு நீர்மமாகித் தங்குகிறது. அடுத்து ஃப்ளோரின் உலர்ந்த சோடியம் ஃப்ளோரைடு வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது. இது ஃப்ளோரினில் எஞ்சி இருக்கக்கூடிய மிகமிகச் சிறிய அளவுள்ள ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடை முற்றிலும் நீக்குகிறது.

(iii) ஃப்ளோரின் வீரியமிக்கது; கண்ணாடி, இரப்பர் போன்ற பொருள்களைத் தாக்கி அழிக்கும் திறன் உடையது. எனவே இது பிளாட்டினத்தால் ஆன கலன்களில் காற்றினை மேல்முகப் பெயர்ச்சி (upward displacement of air) செய்துவிட்டுச் சேகரமாகிறது.

(2) டென்னிஸின் முறை (Dennis Method)

டென்னிஸின் முறையில் பயன்படும் கருவி (apparatus) தாமிரத்தால் (copper) செய்யப்பட்ட 'V' வடிவக் கலனால் ஆனது. இதன் முனைகள் தாமிர மூடிகளால் மூடப்பட்டுள்ளன. இவற்றின் வழியாக கிராஃபைட் மின் தண்டுகள் = (E Graphite electrodes) செருகப்பட்டுள்ளன. தாமிர மூடிகள் பேக்லைட் (Bakelite) சிமெண்டினால் நன்கு பூசி மூடப்பட்டுள்ளன. V-வடிவக் கலன் கல் நார் (Asbestos) படிவால் மூடப்பட்டுள்ளது. இப் படிவில் கலனை வெப்பப் படுத்துவதற்கான மின்தடைக் கம்பிகள்-R (resistance wire) பொருத்தப்பட்டுள்ளன. (படம் 6-2)

முற்றிலும் உலர்ந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு V-வடிவக் கலனில் வைக்கப்பட்டு அதன் வழியாக மின்னோட்டம் செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் அது கீழ்வருமாறு மின்னாற் பகுத்தல் அடைகிறது :


$$KHF_2 \rightarrow KF + HF$$

$$HF \rightarrow H^+ + F^-$$

நேர்மின் வாயில்,



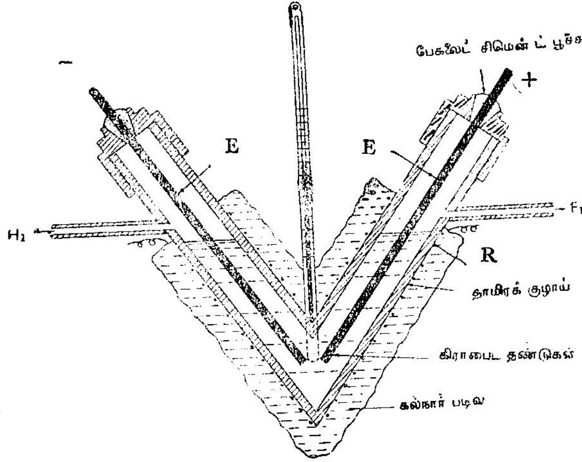
$$2\,F^- - 2\,e^- \rightarrow F_2$$

எதிர்மின் வாயில்,



$$2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$$

நேர்மின் வாயில் வெளியிடப்பட்ட ஃப்ளோரின், அடுத்து, சோடியம் ஃப்ளோரைடு (Na F) உள்ள கலன்கள் வழியாகச் செலுத்தப்



படம் 6.2

டென்னிஸின் முறை

படுகிறது. இதனால் ஃப்ளோரின் வாயுவில் இருக்கக்கூடிய ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு நீக்கப்படுகிறது.



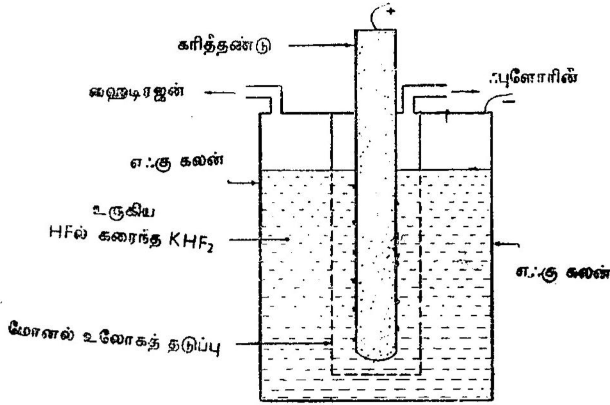
$$Na\,F + HF \rightarrow Na\,HF_2$$

ஃப்ளோரின், அடுத்து பிளாட்டினம் கலன்களில் சேகரிக்கப்படுகிறது.

(3) தற்கால முறை (Modern Method)

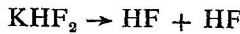
தற்கால முறையில் பயன்படும் கருவி செவ்வக வடிவுடைய எஃகுக் கலனால் ஆனது (படம் 6-3). இக் கலன் எதிர்மின் வாயாகச் செயல்படுகிறது. இக் கலனில் தாமிரம் கலந்த கரியால் ஆன தண்டு ஒன்று பொருத்தப்பட்டுள்ளது. இது நேர்மின் வாயாகச் செயல்படுகிறது.

பொட்டாசியம் ஃப்ளோரைடு (Potassium Fluoride) நீரற்ற ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடில் (anhydrous hydrogen fluoride) கரைந்து உண்டான கரைசல் கலனில் இடப்படுகிறது. இது மின்

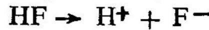


படம் 6.3
ஃப்ளோரின் தயாரிப்பு

பகுளி (Electrolyte) ஆகும். இக் கரைசலின் வழியாக மின்னோட்டம் ஏற்படுத்தப்படுகிறது. இதனால் கரைசலில் உள்ள பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு கீழ்வருமாறு பகுக்கப்படுகிறது.

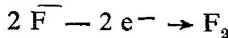


$$KHF_2 \rightarrow HF + HF$$



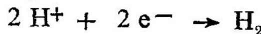
$$HF \rightarrow H^+ + F^-$$

நேர்மின் வாயில்,



$$2\bar{F} - 2e^- \rightarrow F_2$$

எதிர்மின் வாயில்,



$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$$

எதிர்மின் வாயில் வெளியிடப்பட்ட ஃப்ளோரின் வாயு, அடுத்து, நீரற்ற சோடியம் ஃபுளோரைடு வழியாகச் செலுத்தப் படுகிறது. இதனால் ஃப்ளோரினில் கலந்து இருக்கக்கூடிய ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு முற்றிலும் நீங்குகிறது.



$$NaF + HF \rightarrow NaHF_2$$

இந்த முறையில் கீழ்வருபவை குறிப்பிடத்தக்கன :

(i) நேர்மின் வாயாகத் தாமிரம் கலந்த கரித்தண்டு பயன் படுத்தப்படுகிறது. இதனை ஃப்ளோரின் தாக்கி அழிப்பதில்லை.

(ii) ஹைட்ரஜன், ஃப்ளோரின் ஆகிய இரண்டிற்கும் இடையில் தொடர்பும், அதனால் வினையும் ஏற்படாமல் கருவியிற் பொருத்தப் பட்டுள்ள மோனல் உலோகத்தால் (Monel metal) ஆன நுண் துளைத் தடுப்பு தடுக்கிறது.

6.6 பௌதிகப் பண்புகள் (Physical Properties)

ஃப்ளோரின் வாயு வெளிர்த்த பசு மஞ்சள் (Pale green-yellow) நிறமுடையது. குளோரினை ஒத்த மணம் உடையது. நச்சுத் தன்மை உடையது. காற்றைவிடக் கனமானது. இது $-188°C$ வெப்பநிலையில் வெளிர் மஞ்சள் (Pale yellow) நிறமுடைய நீர்மமா கிறது. $-220°C$ வெப்பநிலையில் வெளிர் மஞ்சள் நிறமுடைய திண்மம் ஆக உறைகிறது.

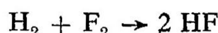
6.7 வேதிப் பண்புகள் (Chemical Properties)

(1) பிற தனிமங்களுடன் வினை (Action with other Elements) :

ஃப்ளோரின் வினைபுரிதிறன் மிகுதியாகக் கொண்டது. எனவே இது பெரும்பான்மையான உலோகங்கள், அலோகங்கள் ஆகிய வற்றுடன் நேரடியாகக் கூடுகிறது. எடுத்துக்காட்டு: கரி, ஃபாஸ்ஃபரஸ், கந்தகம், ஆர்சினிக், ஆண்டிமனி, புரோமின், அயோடின், பொட்டாசியம் போன்ற தனிமங்கள். இவை ஃபுளோரின் வாயுவில் தானுகவே தீப்பிடித்துஎரிந்து ஃப்ளோரைடு களாக மாறுகின்றன.

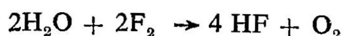
(2) ஹைட்ரஜனுடன் வினை (Action with Hydrogen) :

ஃப்ளோரின் ஹைட்ரஜனுடன் விரைந்து வெடி ஒலியுடன் கூடு கிறது. இதற்கு வெளிச்சம், வெப்பம் எதுவும் வேண்டியதில்லை. இருளாக இருப்பினும் வெப்பநிலை மிகமிகக் குறைவாக இருப்பினும் இக்கூடுகை நிகழ்கிறது. இதனல் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு உண்டாகிறது.



$$H_2 + F_2 \rightarrow 2\,HF$$

ஃப்ளோரின், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் இடையேயுள்ள கவர்ச்சி மிகமிகப் பெரிதாகும். எனவே ஃப்ளோரின், நீர் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு. அமோனியா, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, கரிம சேர் மங்கள் போன்றவற்றுடன் விரைந்து வினைபுரிந்து அவற்றில் உள்ள ஹைட்ரஜனுடன் கூடுகிறது.



$$2H_2O + 2F_2 \rightarrow 4\,HF + O_2$$



$$2HCl + F_2 \rightarrow 2\,HF + Cl_2$$

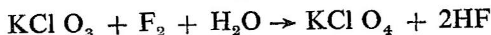


$$CH_4 + 4F_2 \rightarrow 4HF + CF_4$$

(3) ஆக்சிகரண வினை (Oxidising Reaction) :

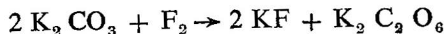
ஃப்ளோரின் ஒரு திறன்மிக்க ஆக்சிகரணி ஆகும். இதனை இதன் கீழ்வரும் வினைகள் குறிக்கின்றன:-

(ii) இது பொட்டாசியம் குளோரேட்டை ஆக்சிகரணம் செய்து பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டாக மாற்றுகிறது.



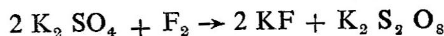
$$KClO_3 + F_2 + H_2O \rightarrow KClO_4 + 2HF$$

(ii) இது பொட்டாசியம் கார்பனேட்டை ஆக்சிகரணம் செய்து பொட்டாசியம் பெர்கார்பனேட்டாக மாற்றுகிறது.



$$2K_2CO_3 + F_2 \rightarrow 2KF + K_2C_2O_6$$

(iii) இது பொட்டாசியம் சல்பேட்டை ஆக்சிகரணம் செய்து பொட்டாசியம் பெர்சல்பேட்டாக மாற்றுகிறது.

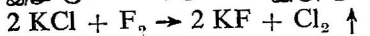


$$2K_2SO_4 + F_2 \rightarrow 2KF + K_2S_2O_8$$

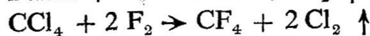
(4) ஹாலைடுகளுடன் வினை (Action with Halides)

ஃப்ளோரின் மற்ற உப்பீனிகளின் உப்புக்களுடன் வினைபுரிந்து அவற்றை விடுவிக்கிறது.

(i) இது குளோரைடுகளில் இருந்து குளோரினை விடுவிக்கிறது.

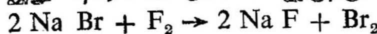


$$2KCl + F_2 \rightarrow 2KF + Cl_2 \uparrow$$



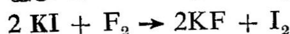
$$CCl_4 + 2F_2 \rightarrow CF_4 + 2Cl_2 \uparrow$$

(ii) இது புரோமைடுகளில் இருந்து புரோமினை விடுவிக்கிறது.



$$2NaBr + F_2 \rightarrow 2NaF + Br_2$$

(iii) இது அயோடைடுகளில் இருந்து அயோடினை விடுவிக்கிறது.

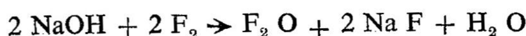


$$2KI + F_2 \rightarrow 2KF + I_2$$

(5) காரங்களுடன் வினை (Action with Alkalis) :

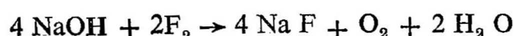
ஃப்ளோரின் காரங்களுடன் வினைபுரிகிறது. இந்த வினைகளில் தோன்றும் வினைபொருள்கள் காரத்தின் செறிவைப் பொறுத்து வேறு படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாகக் கீழ்வரும் வினைகளைக் காண்க :

(அ) ஃப்ளோரின் நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசலுடன் வினைபுரிகிறது. இதனால் ஃப்ளோரின் மோனாக்சைடும் சோடியம் ஃப்ளோரைடும் உண்டாகின்றன.



$$2NaOH + 2F_2 \rightarrow F_2O + 2NaF + H_2O$$

(ஆ) ஃப்ளோரின் செறிவு மிகுந்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலுடன் வினைபுரிகிறது. இதில் சோடியம் ஃப்ளோரைடும் ஆக்சிஜனும் உண்டாகின்றன.



$$4NaOH + 2F_2 \rightarrow 4NaF + O_2 + 2H_2O$$

(6) கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினை (Action with Organic Compounds)

ஃப்ளோரின் கரிமச் சேர்மங்களுடன் விரைந்து வினைபுரிகிறது. எடுத்துக்காட்டு: மீதேன். இதனுடன் ஃப்ளோரின் விரைந்து

வல்லந்தமாக வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜன்-ஃப்ளோரைடு, கார்பன் டெட்ரா-ஃப்ளோரைடு என்னும் சேர்மங்களைத் தருகிறது.



$$CH_4 + 2F_2 \rightarrow 4HF + CF_4$$

இப்படிக் கரிமச் சேர்மங்களுடன் ஏற்படும் வினை மிகவும் வல்லந்தமாக (Violent) இருப்பதால் கரிமச் சேர்மங்களில் ஃப்ளோரினைப் புகுத்தல் (Fluorination) மிகவும் கடினமாகும். அப்படிப் புகுத்த ஃப்ளோரினுடன் நைட்ரஜனைக் கலந்து பயன் படுத்த வேண்டும். இந்தச் செயலில் தாமிரம் வினைவேகமாற்றி யாகச் செயல்படும் திறன் உடையது.

6.8 பயன்கள் (Uses)

ஃப்ளோரினைத் தொழிலகங்களில் பேரளவில் பயன்படுத்துவதற்கான வழிமுறைகள் ஆராயப்பட்டு வருகின்றன; இன்னும் வளர்ச்சி எய்தவில்லை. இருந்தும் சில துறைகளில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. அவைதாம் :

(i) ஃப்ரியான் (Freon) என்னும் குளிர்ப்பிக்கும் பொருள் (refrigerant) தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. இப் பொருள் CCl_2F_2 ஆகும்.

(ii) டெஃப்லான் (Teflon) என்னும் பிளாஸ்டிக் பொருளைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. இப் பொருள் C_2F_4 என்னும் சேர்மத்தைப் பல்பகுதிச் சேர்த்தலுக்கு (polymerisation) உள்ளாக்குதலாற் கிடைக்கிறது.

(iii) DDFT என்னும் பூஞ்சைக் கொல்லி (fungicide) உருவாக்கப் பயன்படுகிறது. இப்பொருள் DDTயை ஒத்தது.

(iv) SF_6 உருவாக்கப் பயன்படுகிறது. இப் பொருள், உட்கரு பௌதிக (nuclear physics) ஆய்வுகளில் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. ஃப்ளோரினைப் பிரித்தெடுக்க எடுக்கப்பட்ட தொடக்க முயற்சிகள் கைகூடாததன் காரணங்கள் யாவை? அவை எப்படித் தவிர்க்கப்பட்டன?

2. ஃப்ளோரின் தயாரிக்கப் பயன்படும் டென்னிஸின் முறையைப் படத்துடன் விவரிக்க.

3. ஃப்ளோரின் தயாரிக்கப் பயன்படும் தற்கால முறையை விவரிக்க.

4. ஃப்ளோரின் பண்புகளைக் கூறி எடுத்துக்காட்டுக்களுடன் விளக்குக. பயன்களைக் குறிப்பிடுக.

7. குளோரினின் ஆக்சிஜன் சேர்மங்கள்

(Oxygen Compound of Chlorine)

7.1 குளோரினின் ஆக்சிஜன் சேர்மங்கள் (Oxygen Compounds of Chlorine)

குளோரினின் ஆக்சிஜன் சேர்மங்கள் என்பவை அதன் ஆக்சைடுகளும் ஆக்சி-அமிலங்களும் (Oxy–acids) ஆம். அவை கீழ்வருவன :

குளோரினின் ஆக்சைடுகள்	குளோரினின் ஆக்சி-அமிலங்கள்
1. குளோரின் மோனாக்சைடு Cl_2O	1. ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலம் $HClO$
2. குளோரின் டைஆக்சைடு ClO_2	2. குளோரஸ் அமிலம் $HClO_2$
3. குளோரின்ஹெக்சாக்சைடு Cl_2O_6	3. குளோரிக் அமிலம் $HClO_3$
4. குளோரின்ஹெப்டாக்சைடு Cl_2O_7	4. பெர்குளோரிக் அமிலம் $HClO_4$

இவற்றுள் பொதுவாக மிகுந்த விழுக்காடு (Percentage) ஆக்சிஜன் உள்ள சேர்மங்கள் மிகவும் கூடுதலான நிலைத்தன்மை உடையன

7.2 குளோரினின் ஆக்சைடுகள் (Oxides of Chlorine)

குளோரின் ஏறத்தாழ ஆறு ஆக்சைடுகளை உண்டாக்குகிறது. அவற்றுள் இரண்டு நிலைத்தன்மை இல்லாதன. எஞ்சிய ஆக்சைடுகளும், அவற்றின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளும், அவற்றின் நிறங்களும் கீழே அட்டவணைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன. இந்த ஆக்சைடுகளில் உள்ள இரண்டு தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்கள் (Electronegativities) ஏறத்தாழ ஒன்றுக்கொன்று ஒத்தவை.

குளோரினின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் = 3.0

ஆக்சிஜனின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் = 3.5

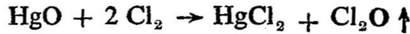
எனவே இரண்டு தனிமங்களுக்கும் இடையில் உள்ள பிணைப்பு பெரிதும் சகப் பிணைப்பு (covalent bond) ஆகும்.

பெயர்	வாய்பாடு	நிறம்
1. குளோரின் மோனுக்சைடு	Cl_2O	பழுப்பு மஞ்சள்
2. குளோரின் டை ஆக்சைடு	ClO_2	மஞ்சள்
3. குளோரின் ஹெக்சாக்சைடு	Cl_2O_6	சிவப்பு
4. குளோரின் ஹெப்டாக்சைடு	Cl_2O_7	நிறமற்றது

7.3 குளோரின் மோனுக்சைடு (Chlorine Monoxide)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

புதிதாகத் தயாரிக்கப்பட்டு, 800°C வெப்பநிலையில் அரை மணி நேரம் சூடுபடுத்தப்பட்டுக் குளிர்விக்கப்பட்ட மஞ்சள் நிற மெர்க்யூரிக் ஆக்ஸைடு (Mercuric oxide) மீது உலர்ந்த குளோரின் வாயுவைச் செலுத்திக் குளோரின் மோனுக்சைடு உருவாக்கப் படுகிறது.



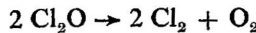
$$HgO + 2\,Cl_2 \rightarrow HgCl_2 + Cl_2O \uparrow$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(i) குளோரின் மோனுக்சைடு பழுப்பு மஞ்சள் (Brownish yellow) நிறமுடைய வாயு. இது விரும்பத் தகாத ஒருவித மணம் உடையது. இதனை மூச்சாக உட்கொள்ளின் மூச்சுப்பாதையின் உறுப்புக்கள் (respiratory organs) பாதிக்கப்படும்.

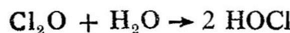
(ii) இது குளிர வைக்கப்படின் ஆரஞ்சு நிறம் (orange) உடைய நீர்மமாக மாறுகிறது.

(iii) இது வெப்பத்தாற் சிதைகிறது.



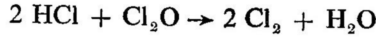
$$2\,Cl_2O \rightarrow 2\,Cl_2 + O_2$$

(iv) இது நீரிற் கரைந்து பொன்மஞ்சள் (Golden yellow) நிறமுள்ள கரைசலை உண்டாக்குகிறது. இக் கரைசல் ஹைப்போக் குளோரஸ் அமிலம் (Hypochlorous acid) ஆகும். எனவே இந்த ஆக்சைடை நீரற்ற ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலம் (anhydride of hypochlorous acid) எனலாம்.



$$Cl_2O + H_2O \rightarrow 2\,HOCl$$

(v) இது ஒரு திறன்மிக்க ஆக்சிகரணி (Strong Oxidising agent). இது ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்தைக் கீழ்வருமாறு சிதைக்கிறது.



$$2\,HCl + Cl_2O \rightarrow 2\,Cl_2 + H_2O$$

7.4 குளோரின் டைஆக்சைடு (Chlorine dioxide)

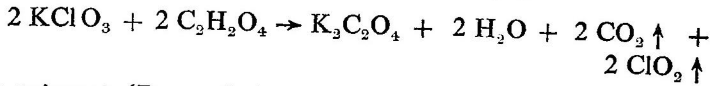
(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

(1) 90°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தப்பட்ட வெள்ளி குளோரேட் (Silver Chlorate) மீது உலர்ந்த குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தி, 'குளோரின் டை ஆக்சைடு' உருவாக்கப் படுகிறது.



$$2\,AgClO_3 + Cl_2 \xrightarrow{90^\circ C} 2AgCl + 2ClO_2\uparrow \quad O+_2\uparrow$$

(2) பொட்டாசியம் குளோரேட்டுடன் (Potassium Chlorate) ஆக்சாலிக் அமிலத்தைச் சேர்த்துச் சிறிது மெதுவாகச் சூடேற்றி, "குளோரின் டை ஆக்சைடு" உருவாக்கப் படுகிறது.



$$2\,KClO_3 + 2\,C_2H_2O_4 \rightarrow K_2C_2O_4 + 2\,H_2O + 2\,CO_2\uparrow + 2\,ClO_2\uparrow$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) குளோரின் டைஆக்சைடு அடர் மஞ்சள் நிறமும் கார மணமும் (Pungent smell) உடைய வாயு.

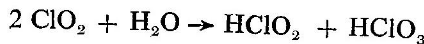
(2) இது எளிதில் நீர்மமாகிறது (கொதி நிலை 11°C).

(3) இது இருளில் ஓரளவு நிலைத் தன்மை உடையது.

(4) இது வெப்பத்தால் வெடித்துச் சிதைகிறது.

(5) இது ஒரு திறன்மிக்க ஆக்சிகரணி. இதன் ஆக்சிகரணத் திறன் குளோரினின் திறனைவிட $2\frac{1}{2}$ மடங்கு மிகுந்ததாகும்.

(6) இது நீரில் மிகுதியாகக் கரைகிறது. இதனால் குளோரஸ் அமிலம் (chlorous acid), குளோரிக் அமிலம் (Chlorlc acid) இரண்டும் உண்டாகின்றன.



$$2\,ClO_2 + H_2O \rightarrow HClO_2 + HClO_3$$

(7) இது காரங்களுடன் வினைபுரிகிறது. இதனால் குளோரைட் (Chlorite), குளோரேட் (Chlorate) என்னும் இரண்டு உப்புக்கள் உண்டாகின்றன.

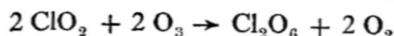


$$2\,ClO_2 + 2\,KOH \rightarrow KClO_2 + KClO_3 + H_2O$$

7.5 குளோரின் ஹெக்சாக்சைடு (Chlorine Hexoxide)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

ஓசோனுடன் குளோரின் டை ஆக்சைடைக் கலந்து வினை நிகழச் செய்து குளோரின் ஹெக்டாக்சைடு உருவாக்கப்படுகிறது.



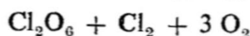
$$2\,ClO_2 + 2\,O_3 \rightarrow Cl_2O_6 + 2\,O_2$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) குளோரின் ஹெக்சாக்சைடு சிவப்பு நிறமுள்ள எண்ணெய் போன்ற நீர்மம்.

(2) இது 3·5°C வெப்பநிலையில் உறைகிறது.

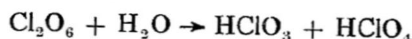
(3) இது குறைந்த வெப்பநிலைகளிற்கூடச் சிதைகிறது. இதனால் இறுதியில் இது குளோரின், ஆக்சிஜன் என இரண்டாகப் பிரிகிறது.



$$Cl_2O_6 + Cl_2 + 3\,O_2$$

(4) இது ஒரு திறன்மிக்க ஆக்சிகரணி.

(5) இது நீருடன் வல்லந்தமாக (violently) வினைபுரிகிறது. ஆனால் இது நீராவியுடன் கலக்கப்பட்டுக் குளிர வைக்கப்பட்டால் குளோரிக் அமிலம், பெர்குளோரிக் அமிலம் ஆகிய இரண்டும் கலந்த கலவையைத் தருகிறது.



$$Cl_2O_6 + H_2O \rightarrow HClO_3 + HClO_4$$

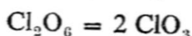
எனவே இந்த ஆக்சைடை நீரற்ற அமிலங்கள் (acid anhydrides) இரண்டின் கலவை எனலாம்.

(6) இது காரங்களுடன் வினைபுரிந்து குளோரேட், பெர்குளோரேட் என்னும் உப்புக்களை உண்டாக்குகிறது.



$$Cl_2O_6 + 2\,KOH \rightarrow KClO_3 + KClO_4 + H_2O$$

(7) இது நீர்ம நிலையில் Cl_2O_6 மூலக்கூறுகளையும், வாயுநிலையில் ClO_3 மூலக்கூறுகளையும் கொண்டுள்ளது.

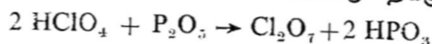


$$Cl_2O_6 = 2\,ClO_3$$

7.6 குளோரின் ஹெப்டாக்சைடு (Chlorine heptoxide)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

உறைகலவையால் -10°C வெப்பநிலைக்குக் குளிர்விக்கப்பட்ட ஃபாஸ்பரஸ் பெண்டாக்சைடு (Phosphorous pentoxide) மீது அடர் பெர்குளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்ப்பின் குளோரின் ஹெப்டாக்சைடு உண்டாகிறது. இந்த வினையில் அமிலத்தில் உள்ள நீரின் கூறுகளை ஃபாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாக்சைடு நீக்குகிறது.



$$2\,HClO_4 + P_2O_5 \rightarrow Cl_2O_7 + 2\,HPO_3$$

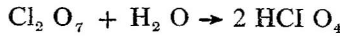
(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) குளோரின் ஹெப்டாக்சைடு நிறமற்ற எண்ணெய் போன்ற எளிதில் ஆவியாகும் நீர்மம்.

(2) இது சிறிது அசைக்கப்படினும் அல்லது வெப்பப்படுத்தப் படினும் வன்மையாக வெடிக்கிறது.

(3) இது ஓரளவு நிலைத்தன்மை உடையது. இது குளோரினின் மற்ற ஆக்சைடுகளுடன் ஒப்பிடின் கூடுதலான நிலைத்தன்மை உடையது.

(4) இது நீரிற் கரைந்து பெர்குளோரிக் அமிலத்தைத் தருகிறது.



$$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2\,HClO_4$$

7.7 குளோரினின் ஆக்சி-அமிலங்கள் (Oxy-acids of Chlorine)

குளோரின் நான்கு ஆக்சி-அமிலங்களை உண்டாக்குகிறது. இவற்றுள் பெர்குளோரிக் அமிலத்தை மட்டும்தான் தனித்துப் பிரிக்க முடியும். மற்றவை நிலைத்தன்மை இல்லாதன. எனவே இவை கரைசல்களில் மட்டுமே நிலவுகின்றன. இந்த நான்கு அமிலங்களும், அவற்றின் மூலக்கூற்று வாய்பாடுகளும், வீரியங்களும் (strengths) உப்புக்களும் கீழே அட்டவணைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன:

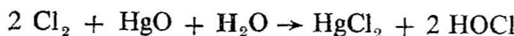
பெயர்	வாய்பாடு	வீரியம்	உப்புக்கள்
1. ஹைப்போக் குளோரஸ் அமிலம்	$HOCl$	வீரியம் குறைந்தது	ஹைப்போக் குளோகுரைட்
2. குளோரஸ் அமிலம்	$HClO_2$	வீரியம் குறைந்தது	குளோரைட்
3. குளோரிக் அமிலம்	$HClO_3$	வீரியம் மிக்கது	குளோரேட்
4. பெர்குளோரிக் அமிலம்	$HClO_4$	வீரியம் மிக்கது	பெர்குளோரேட்

7.8 ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலம் (Hypochlorous acid)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

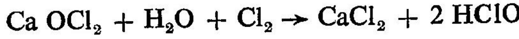
ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலம் பல வகைகளில் உருவாக்கப் படுகிறது. அவைகளுள் எளிதானதும் பெரிதும் வழக்கத்தில் உள்ளதுமான வழிகள் கீழ்வருவன:

(1) மெர்க்யூரிக் ஆக்சைடு சிதறியிருக்கும் நீரின் வழியாகக் குளோரினைச் செலுத்தின் ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலம் உண்டாகிறது.



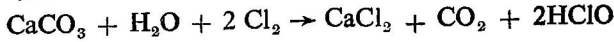
$$2\,Cl_2 + HgO + H_2O \rightarrow HgCl_2 + 2\,HOCl$$

(2) சலவைத் தூளின் (Bleaching powder) கரைசல் பூரிதநிலை அடையும் வரை குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தின் ஹைப்போக் குளோரஸ் அமிலம் உண்டாகிறது.



$$CaOCl_2 + H_2O + Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + 2\,HClO$$

(3) கால்சியம் கார்பனேட் சிதறியிருக்கும் நீரின் வழியாகக் குளோரினைச் செலுத்தின் ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலம் உண்டாகிறது.



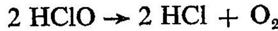
$$CaCO_3 + H_2O + 2\,Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + 2HClO$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலம் தனித்துப் பிரிக்கப்படும் அளவிற்கு நிலைத்தன்மை அற்றது. எனவே இது கரைசலில் மட்டுமே நிலவுகிறது; கரைசல் மஞ்சள் நிறமுடையது.

(2) இது சலவைத் தூளின் மணம் உடையது.

(3) இது ஒளி படின் உடனடியாக ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலமாகவும் ஆக்சிஜனாகவும் சிதைகிறது.



$$2\,HClO \rightarrow 2\,HCl + O_2$$

(4) இது மக்னீசியத்துடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளியிடுகிறது.



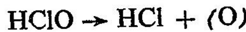
$$2\,HClO + Mg \rightarrow Mg\,(OCl)_2 + H_2$$

(5) இது காய்ச்சி வடிக்கப்படின் நீரினை இழந்து இதன் நீரற்ற அமிலத்தைத் (acid anhydride) தருகிறது.



$$2\,HClO \rightarrow Cl_2O + H_2O$$

(6) இது ஒரு திறன்மிக்க ஆக்சிகரணியாகச் செயல்படுகிறது. இதன் ஆக்சிகரணப் பண்பைக் குறிக்கும் அடிப்படைச் சமன்பாடு கீழ்வருவதாகும்.



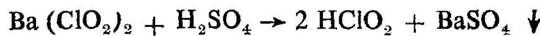
$$HClO \rightarrow HCl + (O)$$

(7) இது காரங்களுடன் வினைபுரிந்து ஹைப்போக்குளோரைட் (Hypochloride) உப்புக்களைத் தருகிறது.

7.9 குளோரஸ் அமிலம் (Chlorous acid)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடன் பேரியம் குளோரைட்டைச் (Barium chlorite) சேர்த்துக் குளோரஸ் அமிலம் கரைசலாக உருவாக்கப் படுகிறது.



$$Ba\,(ClO_2)_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2\,HClO_2 + BaSO_4 \downarrow$$

வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும் பேரியம் சல்பேட் வடிகட்டி நீக்கப் படுகிறது.

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) குளோரஸ் அமிலம் வீரியம் குறைந்தது.

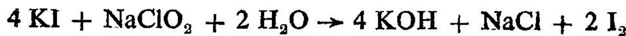
(2) இது உருவாக்கப்பட்ட புதிய நிலையில் நிறமற்றது.

(3) இது சாதாரண வெப்பநிலைகளிலும் தானாக ஆக்சிகரணம் (auto-oxidation) அடைந்து ஹைபோகுளோரஸ் அமிலம், குளோரிக் அமிலம் ஆகிய இரண்டும் கலந்த கலவையாக மாறுகிறது.



$$2\,HClO_2 \rightarrow HClO + HClO_3$$

(4) இது, இதன் உப்புக்கள் ஆகிய இரண்டும் ஆக்சிகரணிகள் ஆம். இவை அயோடைடுகளில் இருந்து அயோடினை விடுவிக் கின்றன.



$$4\,KI + NaClO_2 + 2\,H_2O \rightarrow 4\,KOH + NaCl + 2\,I_2$$

7.10 குளோரிக் அமிலம் (Chloric acid)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடன் பேரியம் குளோரேட்டைச் (Barium chlorate) சேர்த்துக் குளோரிக் அமிலம் கரைசலாக உருவாக்கப் படுகிறது.



$$Ba\,(ClO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2\,HClO_3$$

வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும் பேரியம் சல்பேட் வடிகட்டி நீக்கப் படுகிறது. கிடைக்கும் குளோரிக் அமிலத்தின் கரைசல் மிகவும் நீர்த்தது. இது வெற்றிடத்திற் காய்ச்சி வடித்தல் முறைக்கு உள்ளாக்கப்பட்டுச் செறிவு 40%க்கு மிகுக்கப்படுகிறது.

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) குளோரிக் அமிலம் கரைசலில் மட்டுமே நிலவுகிறது. இதன் கரைசல் நிறமற்றது; கார மணம் உடையது.

(2) இது இருளில் ஓரளவு நிலைத்தன்மை உடையது; ஆனால் ஒளியில் சிதைகிறது.

(3) இது ஒரு திறன்மிக்க ஆக்சிகரணி. இதில் காகிதம், பருத்தி, கம்பளி போன்ற பொருள்கள் தீப்பிடித்து எரிகின்றன.

(4) இதன் கொதிநிலைவரை சூடாக்கப்படினும் இது சிதைவு அடைவதில்லை.

(5) இது ஆவியாக்கப்படினும் அல்லது காய்ச்சி வடிக்கப் படினும் சிதைந்து பெர்குளோரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.


$$3\,HClO_3 \rightarrow HClO_4 + 2ClO_2 + H_2O$$

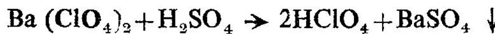
7.11 பெர்குளோரிக் அமிலம் **(Perchloric acid)**

(அ) தயாரிப்பு **(Preparation)**

(1) பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டும் அடர் கந்தக அமிலமும் கலந்த கலவையைக் குறைந்த அழுத்தத்தில் காய்ச்சி வடித்துப் பெர்குளோரிக் அமிலம் உருவாக்கப்படுகிறது.


$$KClO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4 + HClO_4$$

(2) பேரியம் பெர்குளோரேட்டுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவுள்ள நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்து பெர்குளோரிக் அமிலம் கரைசலாக உருவாக்கப்படுகிறது.


$$Ba(ClO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HClO_4 + BaSO_4 \downarrow$$

வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும் பேரியம் சல்பேட் வடிகட்டி நீக்கப் படுகிறது.

(ஆ) பண்புகள் **(Properties)**

(1) நீரற்ற பெர்குளோரிக் அமிலம் நிறமற்றது; எண்ணெய் போன்றது; நீரினை உறிஞ்சும் இயல்புடையது (Hygroscopic).

(2) நீரற்ற பெர்குளோரிக் அமிலம் நிலைத்தன்மை அற்றது; சில நாட்கள் இருளில் வைக்கப்பட்டிருப்பினும் சிதைகிறது. இது நீரிற் கரையும்போது ஏராளமான வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது. கரைசலில் பெர்குளோரிக் அமிலம் மிகவும் நிலைத்தன்மை உடையது; சிதைவதில்லை.

(3) இது ஒரு திறன்மிக்க ஆக்சிகரணி. இதன் ஆக்சிகரணத் திறன் இதனுடைய செறிவு, வெப்பநிலை ஆகியவற்றைப் பொறுத்தது. சூடான செறிவுமிகுந்த பெர்குளோரிக் அமிலக் கரைசல் மிக்க திறனுடன் பொருள்களை ஆக்சிகரணம் செய்கிறது. ஆனால் குளிர்ந்த நீர்த்த கரைசல் பெரும்பாலான பொருள்களை ஆக்சிகரணம் செய்வதில்லை.

(4) இது ஃபாஸ்பரஸ் பெண்டாக்சைடுடன் வினைபுரிந்து நீரினை இழந்து குளோரின் ஹெப்டாக்சைடைத் தருகிறது.


$$2\,HClO_4 + P_2O_5 \rightarrow Cl_2O_7 + 2\,HPO_3$$

7.12 ஹைப்போக்குளோரைட்டுகள் **(Hypochlorities)**

ஹைப்பொகுளோரஸ் அமிலத்தின் உப்புக்கள் ஹைப்போக் குளோரைட்டுகள் ஆம். இவற்றுள் கீழ்வருவன சிறப்பானவை

1. சோடியம் ஹைப்போக்குளோரைட் $NaOCl$

2. சலவைத் தூள் $Ca(OCl)Cl$

இவற்றைப் பற்றித் தனித்தனியே காண்போம்.

7.13 சோடியம் ஹைப்போக்குளோரைட் **(Sodium hypochlorite)**

(அ) தயாரிப்பு **(Preparation)**

(1) சாதாரண வெப்பநிலையில் உள்ள நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசல் வழியாகக் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்திச் சோடியம் ஹைப்போக்குளோரைட் உருவாக்கப் படுகிறது.



$$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$

இந்த வினையில் தோன்றும் இரண்டு உப்புக்களும் ($NaCl$, $NaOCl$) வேறுபட்ட கரைதிறன் உடையன. எனவே இவை படிக மாக்கிப் பகுத்தல் (Fractional crystallisation) முறைப்படி பிரிக்கப் படுகின்றன.

(2) சோடியம் ஹைப்போக்குளோரைட், சோடியம்குளோ ரைடு கரைசலை மின்னாற்பகுத்து உருவாக்கப்படுகிறது. இதற்காகக் குளிர்ந்த நீரற்ற சோடியம் குளோரைடு கரைசல், தடுப்பு எதுவும் இல்லாத கலத்தில் இடப்பட்டு மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. இதனால் கீழ்வரும் மாற்றங்கள் ஏற்படுகின்றன.



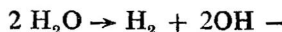
$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

நேர்மின் வாயில்

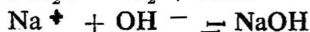


$$2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$$

எதிர்மின் வாயில்



$$2H_2O \rightarrow H_2 + 2OH^-$$



$$Na^+ + OH^- \rightleftharpoons NaOH$$

எதிர், நேர் மின்வாய்களுக்கு இடையில் தடுப்பு எதுவும் இல்லாமையால் இந்த இரண்டு பகுதிகளிலும் உண்டாகும் குளோரின், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு ஆகியவற்றின் இடையே தொடர்பும், அதனால் வினையும் ஏற்படுகிறது.

இந்த வினையில் சோடியம் ஹைப்போக்குளோரைட் உண்டா கிறது.



$$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaOCl + NaCl + H_2O$$

(ஆ) பண்புகள் **(Properties)**

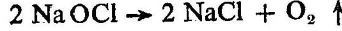
(1) இது கரைசலாக உருவாக்கப்படுகிறது. இதனைத் திண்ம மாகவும் பெறலாம்.

(2) இது வெப்பத்தாற் சிதைந்து சோடியம் குளோரேட்டைத் (Sodium chlorate) தருகிறது.



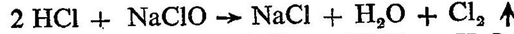
$$3\,NaOCl \rightarrow NaClO_3 + 2\,NaCl$$

(3) இது கோபால்ட் உப்புக்கள் (வினைவேக மாற்றி) முன்னிலையில் வெப்பத்தாற் சிதைந்து ஆக்சிஜனைத் தருகிறது.

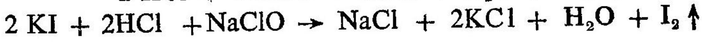


$$2\,NaOCl \rightarrow 2\,NaCl + O_2 \uparrow$$

(4) இது ஒரு ஆக்சிகரணி. இது ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலம், பொட்டாசியம் அயோடைடு ஆகியவற்றை ஆக்சிகரணம் செய்து, முறையே குளோரினையும் அயோடினையும் விடுவிக்கிறது.



$$2\,HCl + NaClO \rightarrow NaCl + H_2O + Cl_2 \uparrow$$

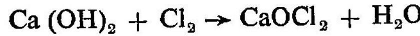


$$2\,KI + 2HCl + NaClO \rightarrow NaCl + 2KCl + H_2O + I_2 \uparrow$$

7.14 சலவைத் தூள் (Bleaching Powder)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

சலவைத்தூள் உலர்ந்த நீர்த்த சுண்ணாம்பின் (Slaked lime) மீது குளோரினைச் செலுத்தின் உண்டாகிறது.



$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow CaOCl_2 + H_2O$$

இது ஒரு தனிச் சேர்மம் அன்று. மாறாக, இது கால்சியம் குளோரைடு, கால்சியம் ஹைப்போக்குளோரைட் ஆகிய இரண்டின் கலவையாக இருக்கவேண்டும். சலவைத்தூளை உருவாக்க இரண்டு முறைகள் பெரிதும் பழக்கத்தில் உள்ளன. அவை:

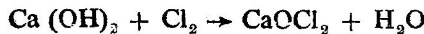
(1) ஹேசன்-கிளவர் முறை

(2) பேக்மென் முறை

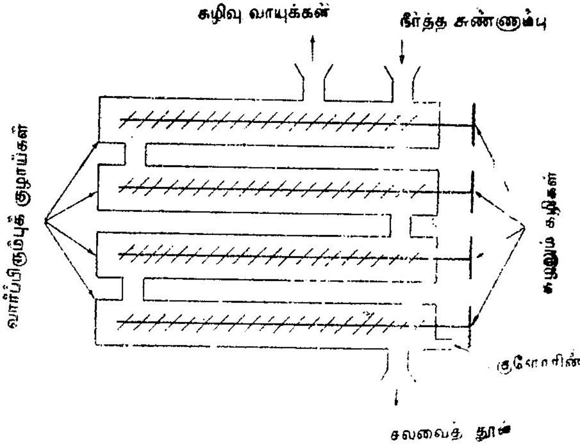
(1) ஹேசன் கிளவர் முறை (Hasen-clever Method)

இந்த முறையிற் பயன்படும் கருவி வார்ப்பிரும்புக் குழாய்களால் (Cast iron pipes) ஆனது. ஒவ்வொரு குழாயிலும் தகடுகளுடன் (Plates) கூடிய சுழலும் கழிகள் (Rotating shafts) பொருத்தப்பட்டுள்ளன.

உலர்ந்த நீர்த்த சுண்ணாம்பு மேற்பகுதியில் உள்ள திறப்பின் வழியாகக் கருவியினுள் இடப்படுகிறது. உலர்ந்த குளோரின் அடிப்பகுதியில் உள்ள திறப்பின் வழியாக உள்ளே செலுத்தப்படுகிறது. இரண்டும் சுழலும் கழியுடன் பொருந்தியுள்ள தகடுகளால் நன்கு கலக்கப்படுகின்றன. இதனால் சலவைத்தூள் உண்டாகி அடியில் உள்ள திறப்பின் வழியாகக் கொட்டுகிறது.



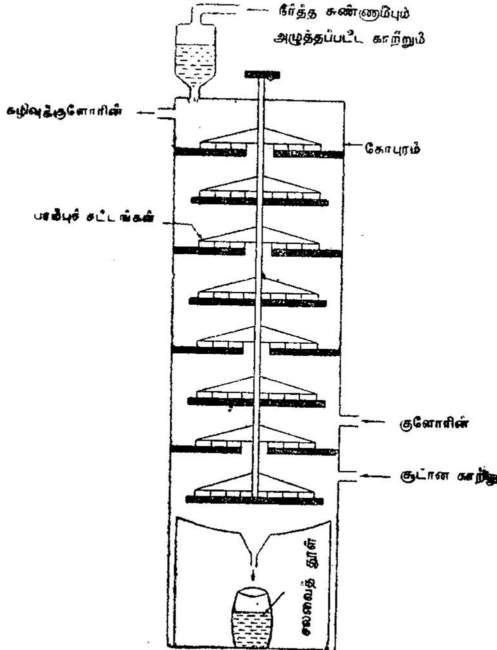
$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow CaOCl_2 + H_2O$$



படம் 7.1

(ii) பேக்மென் முறை (Backmann Method)

இந்த முறையில் பயன்படும் கருவி பல அடுக்குகளாகத் தடுக்கப்பட்ட உயர்ந்த கோபுரத்தால் ஆனது. ஒவ்வொரு அடுக்கிலும்



படம் 7.2

சுழலும் பரம்புச் சட்டங்கள் (Rakes) பொருத்தப்பட்டுள்ளன. [படம் 7.2]

உலர்ந்த நீர்த்த சுண்ணும்பு உச்சியில் உள்ள திறப்பின் வழியாகக் கோபுரத்தினுள் இடப்படுகிறது. உலர்ந்த குளோரினும் சூடான காற்றும் கோபுரத்தின் கிழிருந்து மேல்நோக்கி அனுப்பப் படுகின்றன. மேல்நோக்கி எழும் குளோரினும் கீழ்நோக்கி விழும் நீர்த்த சுண்ணும்பும் சுழலும் பரம்புச் சட்டங்களால் நன்கு கலக்கப் படுகின்றன. இதனுல் சலவைத்தூள் உண்டாகிறது.



$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow CaO\,Cl_2 + H_2O$$

சலவைத்தூள் கோபுரத்தின் அடியில் உள்ள திறப்பின் வழியாக வெளிப்படுகின்றது.

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) சலவைத்தூள் மஞ்சள் கலந்த வெண்மை நிறம் உடையது; குளோரினின் மணம் உடையது.

(2) இது கோபால்ட் குளோரைடின் (வினைவேக மாற்றி) முன்னிலையில் வெப்பத்தாற் சிதைந்து ஆக்சிஜனை வெளியிடுகிறது.



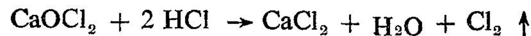
$$2\,CaOCl_2 \rightarrow 2\,CaCl_2 + O_2 \uparrow$$

(3) இது சிறிதளவு நீர்த்த அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து. ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலத்தைத் தருகிறது.

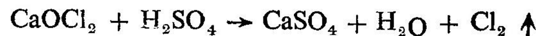


$$2\,CaOCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaCl_2 + CaSO_4 + 2HClO$$

(4) இது அடர் அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து குளோரினை வெளியிடுகிறது.



$$CaOCl_2 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + Cl_2 \uparrow$$



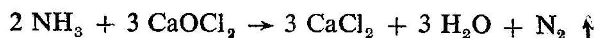
$$CaOCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + Cl_2 \uparrow$$

(5) இது கார்பன்டை ஆக்சைடுடன் வினைபுரிந்து குளோரினை வெளியிடுகிறது.



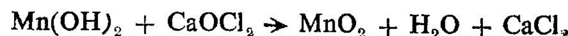
$$CaOCl_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + Cl_2 \uparrow$$

(6) இது ஒரு ஆக்சிகரணி. இது அமோனியாவை நைட்ரஜனுக ஆக்சிகரணம் செய்கிறது.



$$2\,NH_3 + 3\,CaOCl_2 \rightarrow 3\,CaCl_2 + 3\,H_2O + N_2 \uparrow$$

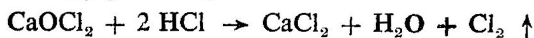
(7) இதுபோல் மாங்கனீசு ஹைட்ராக்சைடை மாங்கனீசு டை ஆக்சைடாக மாற்றுகிறது.



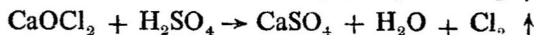
$$Mn(OH)_2 + CaOCl_2 \rightarrow MnO_2 + H_2O + CaCl_2$$

(இ) கிடைக்கக் கூடிய குளோரின் (Available chlorine)

சலவைத்தூள் அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து குளோரினை வெளியிடுகிறது. எடுத்துக்காட்டு :



$$CaOCl_2 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + Cl_2 \uparrow$$



$$CaOCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + Cl_2 \uparrow$$

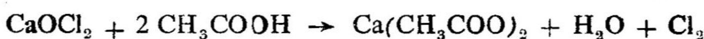
இப்படி வெளியிடப்படும் குளோரின் 'கிடைக்கக்கூடிய குளோரின்' எனப்படும். இது கீழ்வரும் இரு முறைகளில் ஏதேனும் ஒரு முறையில் தீர்மானிக்கப்படுகிறது.

(1) சலவைத்தூள் நீரிற் கலக்கப்பட்டு உண்டான தொங்கலில் (suspension) ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனை குடுவையில் எடுக்கப்பட்டுத் திறன்தெரிந்த சோடியம் ஆர்சினைட் கரைசலுக்கு எதிராக முறிக்கப்படும். முறிப்பளவில் இருந்து கிடைக்கக்கூடிய குளோரினின் அளவைக் கணக்கிடப்படும்.

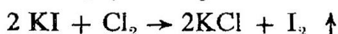
1000 மிலி IN Na_3ASO_3 = 35.5 கிராம் Cl_2

இந்தக் கணிப்பில் நிகழ்த்தப்படும் முறிப்பின் முடிவுநிலையை (end point) அறிய பொட்டாசியம் அயோடைட் ஸ்டார்ச் தான் பயன்படுத்தப்படும்.

(2) சலவைத்தூள் நீரில் கலந்து உண்டான தொங்கலில் ஒரு குறிப்பிட்ட பருமன் குடுவையில் எடுக்கப்பட்டு, அத்துடன் மிகுதியான பொட்டாசியம் அயோடைட் கரைசலும் அசிட்டிக் அமிலமும் சேர்க்கப்படும் இதனால் அயோடின் வெளியிடப்படும்.

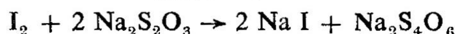


$$CaOCl_2 + 2\,CH_3COOH \rightarrow Ca(CH_3COO)_2 + H_2O + Cl_2$$



$$2\,KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2 \uparrow$$

வெளியிடப்பட்ட அயோடின் திறன்தெரிந்த சோடியம் தயோசல்பேட் கரைசலுக்கு எதிராக முறிக்கப்படும். இதில் நிறம்காட்டியாக ஸ்டார்ச் பயன்படுத்தப்படும்.



$$I_2 + 2\,Na_2S_2O_3 \rightarrow 2\,Na\,I + Na_2S_4O_6$$

முறிப்பளவில் இருந்து கிடைக்கக் கூடிய குளோரினின் அளவு கணக்கிடப்படும்.

1000 மிலி 1N $Na_2S_2O_3$ = 35.5 கிராம் Cl_2.

(ஈ) பயன்கள் (Uses)

சலவைத்தூள் பல வகைகளில் பேரளவில் பயன்படுகிறது.

(1) பருத்தி, பட்டு, தந்தம் போன்றவற்றைச் சலவை செய்யப் பயன்படுகிறது.

(2) காகிதம் செய்யும்போது காகிதக்கூழினை (wood pulb) வெளுக்கப் பயன்படுகிறது.

(3) குடிநீரைத் தூய்மைப்படுத்தப் பயன்படுகிறது.

(4) குளோரோபாம் (Chloroform) தயாரிக்கப்பயன்படுகிறது.

(5) ஆய்வகங்களிலும் தொழிலகங்களிலும் ஆக்சிகரணியாகப் பயன்படுகிறது.

7.15 குளோரைட்டுகள் (Chlorites)

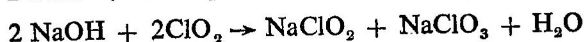
குளோரஸ் அமிலத்தின் உப்புக்கள் குளோரைட்டுகள் எனப் படும். எடுத்துக் காட்டுக்கள் :

1. பொட்டாசியம் குளோரைட் $KClO_2$
2. சோடியம் குளோரைட் $NaClO_2$

குளோரின் டைஆக்சைடு ஒரு காரத்துடன் வினைபுரிதலால் குளோரைட்டுகள் பொதுவாகக் கிடைக்கின்றன.

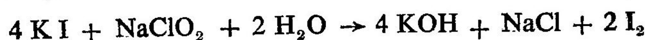


$$2\,KOH + 2\,ClO_2 \rightarrow KClO_2 + KClO_3 + H_2O$$



$$2\,NaOH + 2ClO_2 \rightarrow NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O$$

குளோரைட்டுகள் ஆக்சிகரணிகள் ஆம். எடுத்துக்காட்டாக, இவை பொட்டாசியம் அயோடைடில் இருந்து அயோடினை விடுவிக்கின்றன.



$$4\,KI + NaClO_2 + 2\,H_2O \rightarrow 4\,KOH + NaCl + 2\,I_2$$

7.16 குளோரேட்டுகள் (Chlorates)

குளோரிக் அமிலத்தின் உப்புக்கள் குளோரேட்டுகள் எனப் படும். எடுத்துக்காட்டுக்கள் :

1. பொட்டாசியம் குளோரேட் $KClO_3$
2. சோடியம் குளோரேட் $NaClO_3$

குளோரேட்டுகளில் பொட்டாசியம் குளோரேட் மிகவும் சிறப் பானது. இதைப்பற்றிச் சற்று விரிவாகக் காண்போம்.

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

(1) கொதிக்கும் செறிவு மிக்க எரிபொட்டாஷ் (caustie potash) கரைசல் வழியாகக் குளோரினைச் செலுத்திப் பொட்டா சியம் குளோரேட் உருவாக்கப்படுகிறது. இந்த முறையில் சிறிதளவே உருவாக்க முடியும்.



$$6\,KOH + 3\,Cl_2 \rightarrow KClO_3 + 5\,KCl + 3\,H_2O$$

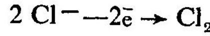
(2) பொட்டாசியம் குளோரேட் மின்னாற்பகுத்தல் முறையில் உருவாக்கப்படுகிறது. இதற்காகத் தடுப்பில்லாத கலனில் மிகுந்த செறிவுள்ள சூடுபடுத்தப்பட்ட சோடியம் குளோரைடுக் கரைசல்

மின்னாற்பகுக்கப்படுகிறது. இதனால் கீழ்வரும் மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன:



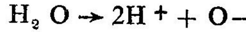
$$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$$

எதிர்மின் வாயில்

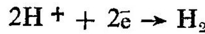


$$2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$$

நேர்மின் வாயில்



$$H_2O \rightarrow 2H^+ + O^-$$



$$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$$



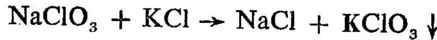
$$Na^+ + OH^- \rightarrow NaOH$$

கலனில் தடுப்பு இன்மையால் வெளியிடப்படும் குளோரினுக்கும், தோன்றும் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடிற்கும் இடையில் தொடர்பும், அதனால் வினையும் ஏற்படுகிறது. சோடியம் குளோரேட் உண்டாகிறது.



$$6NaOH + 3Cl_2 \rightarrow NaClO_3 + 5NaCl + 3H_2O$$

இப்படிக் கிடைத்த சோடியம் குளோரேட்டுடன் சம அளவு பொட்டாசியம் குளோரைடு சேர்க்கப்படுகிறது. இதனால் பொட்டாசியம் குளோரேட் உண்டாகிப் படிகங்களாகப் படிகிறது.

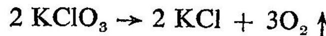


$$NaClO_3 + KCl \rightarrow NaCl + KClO_3 \downarrow$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

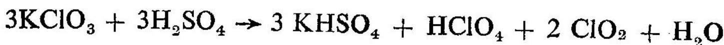
(1) பொட்டாசியம் குளோரேட் வெண்ணிறப் படிகப் பொருள்; நீரில் சிறிதளவு கரையும் திறன் உடையது.

(2) இது வெப்பத்தால் சிதைந்து ஆக்சிஜனைத் தருகிறது. இச் சிதைவு மாங்கனிசு டை ஆக்சைடின் (வினைவேக மாற்றி) முன்னிலையில் விரைந்து நிகழ்கிறது.



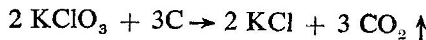
$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

(3) இது அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சூடாக்கப்படும்போது மிகுந்த ஒலியுடன் வெடிக்கிறது; குளோரின் டை ஆக்சைடு உண்டாகிறது.



$$3KClO_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3KHSO_4 + HClO_4 + 2ClO_2 + H_2O$$

(4) இது ஒரு திறன் மிக்க ஆக்சிகரணி. இது உருகிய நிலையில் இருக்கும்போது இதனுள் சில கார்பன் துண்டுகளை இட்டால் அவை எரிந்து கார்பன் டை ஆக்சைடாக மாறுகின்றன.



$$2KClO_3 + 3C \rightarrow 2KCl + 3CO_2 \uparrow$$

(இ) பயன்கள் (Uses)

பொட்டாசியம் குளோரேட் ஆய்வகங்களில் ஆக்சிஜனை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது. இது வெடிமருந்துகள், மத்தாப்பூ மருந்துகள் போன்றவற்றை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது. தொண்டைப்புண் நீங்கக் கொப்பளித்து உமிழும் மருந்தாகப் பயன்படுகிறது.

7·17 பெர்குளோரேட்டுகள் (Perchlorates)

பெர்குளோரிக் அமிலத்தின் உப்புக்கள் பெர்குளோரேட்டுகள் எனப்படும். இவை மிகுந்த நிலைத்தன்மை உடையன. இவை அதிக சூடாக்கப்பட்டால் மட்டுமே சிதைகின்றன. பெர்குளோரேட்டுகளுக்கு எடுத்துக் காட்டுக்கள் :

1. பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட் $KClO_4$
2. மக்னீசியம் பெர்குளோரேட் $Mg(ClO_4)_2$

பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட், பொட்டாசியம் குளோரேட்டைச் சூடாக்கிச் சிதைத்தால் கிடைக்கிறது.



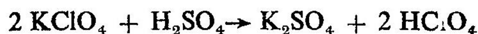
$$4\,KClO_3 \rightarrow 3\,KClO_4 + KCl$$

பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட் வெண்ணிறப் படிகப் பொருள். இது நீரில் சிறிதளவே கரையும் திறன் உள்ளது. இது மிகவும் வெப்பப் படுத்தினால் சிதைகிறது.



$$KClO_4 \rightarrow KCl + 2\,O_2 \uparrow$$

இது அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து பெர்குளோரிக் அமிலத்தைத் தருகிறது.



$$2\,KClO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2\,HClO_4$$

இது ஒரு ஆக்சிகரணி ஆகும்.

வினாக்கள்

1. கீழ்வருவனவற்றைத் தயாரிக்கும் முறைகளை விவரிக்க.

   (அ) குளோரின் மோனாக்சைடு

   (ஆ) குளோரின் டை ஆக்சைடு

மேற்கண்ட இரண்டு ஆக்சைடுகளின் பண்புகளை ஒப்பிடுக.

(செ. ப. செப்டம்பர் 65)

2. குளோரினின் ஆக்சைடுகள் பற்றித் தொகுத்து வரைக.

(செ. ப. செப்டம்பர் 66)

3. குளோரின் மோனாக்சைடு தயாரிப்பு பற்றி விவரித்து அதன் சிறந்த பண்புகளைக் குறிப்பிடுக. (செ. ப. ஏப்ரல் 68)

4. ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலத்தை ஒரு ஆக்சிகரணி என்றும் ஒரு குறைப்பான் என்றும் காட்டுக. இந்த வகையீட்டுக்குத் துணையாகும் வினைகளை விவரிக்க. (செ. ப. செப்டம்பர் 68)

5. சலவைத்தூளை உருவாக்கப் பயன்படும் இரு முறைகளைக் குறிப்பிடுக.

6. சலவைத்தூளின் பண்புகளை விவரித்துப் பயன்களைக் குறிப்பிடுக.

7. சிறு குறிப்பு வரைக:
(அ) பர்குளோரேட்டுகள்
(ஆ) குளோரேட்டுகள்
(இ) குளோரைட்டுகள்

8. நைட்ரஜன்

(Nitrogen)

8.1 நைட்ரஜன் (Nitrogen)

1772-ஆம் ஆண்டு டேனியல் ருதர்ஃபோர்டு (Rutherford) என்னும் ஸ்காட்லாந்து நாட்டுப் பயிரியல் ஆராய்ச்சியாளர் முதன் முதலில் நைட்ரஜனைக் கண்டுபிடித்தார். அதன் பின் 1775-ஆம் ஆண்டு லவாய்சியர் (Lavoisier) நைட்ரஜன் ஒரு தனிமம் என்று கண்டறிந்து வெளியிட்டார். அவர் அதற்கு உயிரற்றது என்னும் பொருள்படும் அசோட்டி (azote) என்று பெயரிட்டார், 1823-ஆம் ஆண்டு ஜே. ஏ. சேப்ட்டல் (J. A. Chaptel) என்பவர் இது நைட்டர் (Nitre) என்னும் பொருளில் இருந்து கிடைப்பதை அடிப்படையாகக் கொண்டு இதற்கு நைட்ரஜன் எனப் பெயரிட்டார்.

நைட்ரஜன் வளிமண்டலத்தின் பருமனில் ஏறத்தாழ 78% உள்ளது. மேலும் இது பிற தனிமங்களுடன் கூடிய நிலையில் இயற்கையில் கிடைக்கிறது. எடுத்துக்காட்டுக்கள் :

1. சில்லி சால்ட் பீட்டர் Na NO_3

2. பெங்கால் சால்ட் பீட்டர் அல்லது நைடர், KNO_3

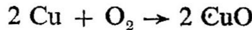
உயிரினங்கள் (பயிர்கள், விலங்குகள்) அனைத்திலும் பொதுவாக இருக்கும் புரதச் சத்தில் (protein) இது பகுதிப்பொருளாக உள்ளது.

8.2 தயாரிப்பு (Preparation)

காற்றிலும் சில சேர்மங்களிலும் நைட்ரஜன் கிடைக்கிறது. எனவே இவற்றிலிருந்து நைட்ரஜனைப் பிரித்தல் சாலும்.

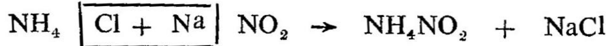
1. கார்பன்-டை-ஆக்சைடு நீக்கப்பட்ட காற்றினைச் செஞ்சூடான தாமிரத்தின்மீது செலுத்தினால் அது காற்றில் உள்ள ஆக்சிஜனுடன் கூடுகிறது. ஆக்சிஜன் நீங்கியதால் எஞ்சிய நைட்ரஜன்

கிடைக்கிறது. இந்த நைட்ரஜனில் ஏறத்தாழ 1% மந்த வாயுக்கள் மாசாக இருக்கும்.



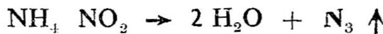
$$2\,Cu + O_2 \rightarrow 2\,CuO$$

2. அமோனியம் குளோரைடு, சோடியம் நைட்ரைட் ஆகிய இரண்டின் கரைசலை வெப்பப்படுத்தினால் அமோனியம் நைட்ரைட் தோன்றுகிறது.



$$NH_4\,\boxed{Cl + Na}\,NO_2 \rightarrow NH_4NO_2 + NaCl$$

கரைசலைத் தொடர்ந்து சூடாக்கினால் அமோனியம் நைட்ரைட் சிதைந்து நைட்ரஜன் உண்டாகிறது.



$$NH_4\ NO_2 \rightarrow 2\,H_2O + N_3 \uparrow$$

இந்த முறையிற் கிடைக்கும் நைட்ரஜன் தூய்மையானது.

3. தூய சோடியம் அசைடை (Sodium azide) வெப்பப்படுத்தினால் நைட்ரஜன் உண்டாகிறது. இந்த முறையிற் கிடைக்கும் நைட்ரஜன் மிகவும் தூயது.

8.3 பேரளவு தயாரிப்பு (Manufacture)

காற்றின் பருமனில் ஏறத்தாழ 79% நைட்ரஜன் உள்ளது. எஞ்சிய பகுதியில் ஆக்சிஜன், கார்பன்-டை-ஆக்சைடு, மந்த வாயுக்கள் முதலிய பிற உள்ளன. இதனால் நைட்ரஜனைக் காற்றிலிருந்து பேரளவில் உருவாக்க இயலும். காற்றிலிருந்து நைட்ரஜனைப் பிரித்தெடுத்தல் கீழ்வரும் படிகளில் நிகழ்கிறது. இவை படம் 8-1 இல் காட்டப்பட்டுள்ளன. இவைதாம்:

(1) காற்றினை நீர்மமாக்கல்.

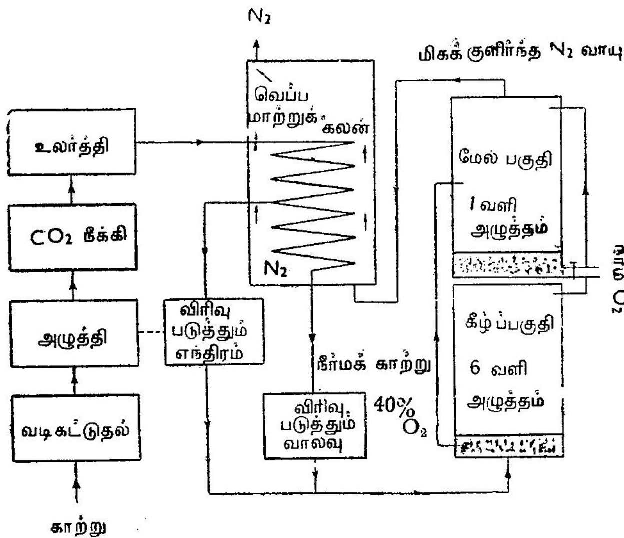
(2) நீர்மக் காற்றில் (liquid air) உள்ள நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய இரண்டையும் வடித்துப் பகுத்தல்.

150 வளி அழுத்தத்திற்கு அழுக்கப்பட்ட காற்று குளிர்விக்கப்படுகிறது. அதில் உள்ள தூசு (dust), ஈரம் (moisture) ஆகியன நீக்கப்படுகின்றன. அதன்பின், இக்காற்று வெப்பமாற்றுக் கலனின் (Exchanger) வழியாகச் செலுத்தப் படுகின்றது.

வெப்பமாற்றுக் கலனில் பகுப்புக் கோபுரத்தில் (Fractionating tower) இருந்து வெளியேறும் குளிர்ந்த நைட்ரஜன் வாயுவால் காற்றுப் பெரிதும் குளிர்விக்கப்படுகிறது. அமுக்கப்பட்ட இந்தக் குளிர்ந்த காற்று இரண்டு வழிகளில் நீர்மமாக்கப்படுகிறது.

1. காற்றில் பெரும்பகுதி விரிவடையும் இயந்திரத்தை (Expansion Engine) இயக்கப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இந்த இயக்கத்

திற்கான ஆற்றல் காற்றிலிருந்து செலவிடப்படுவதால் காற்று இன்னும் மிகுதியாகக் குளிர்வடைந்து நீர்மமாகிறது.



படம் 8.1
பேரளவில் நைட்ரஜன் தயாரிப்பு

2. காற்றின் எஞ்சிய பகுதி ஒரு பெருக்க வால்வு (Expansion Valve) வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் இங்கு காற்று ஜூல்–தாம்சன் விளைவுக்கு உள்ளாகிக் குளிர்ந்து நீர்மமாகிறது.

கிடைத்த நீர்மக் காற்று (liquid air) என்பது நீர்மநிலையில் இருக்கும் நைட்ரஜனும் ஆக்சிஜனும் கலந்த கலவை ஆகும். இந்த இரண்டு நீர்மங்களின் கொதிநிலைகள் ஓரளவு வேறுபடுவன:

நீர்ம நைட்ரஜனின் கொதிநிலை = — 196°C
நீர்ம ஆக்சிஜனின் கொதிநிலை = — 183°C

எனவே இந்த இரண்டையும் தனித்தனியே பிரித்தெடுத்தல் வடித்துப்பகுத்தல் முறையிற் சாலும்.

நீர்மக் காற்று —170°C வெப்பநிலையிலும் 5—6 வளி அழுத்தத்திலும் உள்ள ஒரு தனிவகையான கோபுரத்தினுள் (பகுப்புக் கோபுரம்) அடியில் உள்ள திறப்பு வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது. இங்கு எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய நைட்ரஜன் விரைந்து ஆவியாகிறது. எஞ்சியது நீர்மமாக அடியில் தங்குகிறது. இந்த நீர்மத்தில் ஏறத்தாழ 40% ஆக்சிஜனும், 60% நைட்ரஜனும் இருக்கின்றன.

இந்த நீர்மம் பின்பு பகுப்புக் கோபுரத்தின் மேற்பகுதிக்கு அனுப்பப்படுகிறது. இதில் உள்ள நைட்ரஜன் இங்கு வாயுவாக மாறுகிறது. ஆக்சிஜன் நீர்மமாக அடியில் தங்குகிறது. பகுப்புக் கோபுரத்தின் மேற்பகுதியின் அடியிற் சேர்ந்த நீர்ம ஆக்சிஜன் அவ்வப்போது நீக்கப்படுகிறது. வாயுவான நைட்ரஜன் வெப்பமாற்றுக் கலனின் வழியாகச் செலுத்தப்பட்டு வெளியே பெறப்படுகிறது. இப்படி உருவாக்கப்படும் நைட்ரஜன் 99% தூய்மையானது.

8.4 நைட்ரஜனின் பண்புகள் (Properties of Nitrogen)

(அ) பௌதிகப் பண்புகள் (Physical Properties)

(1) நைட்ரஜன் நிறமற்ற-மணமற்ற-சுவையற்ற வாயு.

(2) இது காற்றைவிடச் சற்று எடை குறைந்தது.

(3) இது நீரில் மிகமிகச் சிறிதளவே கரைகிறது.

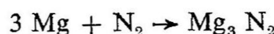
(4) இது நச்சுத் தன்மை உடையதன்று.

(5) இது— 195·8°C வெப்பநிலைக்குக் குளிர்ந்தால் நிறமற்ற நீர்மமாகிறது. —210·5°C வெப்பநிலைக்குக் குளிர்ந்தால் நிறமற்ற திண்மமாக மாறுகிறது.

(ஆ) வேதிப்பண்புகள் (Chemical properties)

1. எரிதல் (Combustion)

நைட்ரஜன் வாயு எரியாது: பிற பொருள் எரிதலுக்கும் துணை செய்யாது. எனினும் எரிந்துகொண்டு இருக்கும் மக்னீசியம், அலுமினியம் ஆகிய இரண்டும் இதில் தொடர்ந்து எரிகின்றன. இதனால் நைட்ரைடுகள் உண்டாகின்றன.



$$3\,Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$$

மக்னீசியம் நைட்ரைடு



$$2\,Al + N_2 \rightarrow 2\,AlN$$

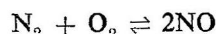
அலுமினியம் நைட்ரைடு

2. பிற தனிமங்களுடன் கூடுதல் (Combination with Other elements)

நைட்ரஜன் மிகவும் மந்தமானது. எனவே, இது பிறதனிமங்களுடன் எளிதிற் கூடுவது இல்லை.

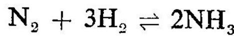
எடுத்துக்காட்டுக்கள் :

(i) நைட்ரஜன் ஆக்சிஜனுடன் (''மின்வில்'' லால் வெப்பப்படுத்தப்பட்டால்) கூடுகின்றது: நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகிறது.



$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$$

(ii) நைட்ரஜன் ஹைட்ரஜனுடன் மிக்க அழுத்தத்தில் வினை வேக மாற்றியின் முன்னிலையில் 450°C வெப்பநிலையில் கூடுகிறது; அமோனியா உண்டாகிறது.



$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

3. கால்சியம் கார்பைடுடன் கூடுதல் (Combination with Calcium Carbide)

நைட்ரஜன் ஓட்டத்தில் கால்சியம் கார்பைடை 800°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடாக்கினால் கால்சியம் சயனமைடு (Calcium Cyanamide) உண்டாகிறது. இது ஒரு சிறந்த உரமாகும்.



$$CaC_2 + N_2 \rightarrow CaCN_2 + C$$

8·5 நைட்ரஜனின் பயன்கள் (Uses of Nitrogen)

(1) நைட்ரஜன் ஆக்சிஜனை நீர்க்கப் பயன்படுகிறது. இதனால் மிகமிக விரைவாக எரிதல் குறைகிறது.

(2) இது மின்குமிழ் விளக்குகளை நிரப்பப் பயன்படுகிறது.

(3) இது சில ஆய்வுகளை மந்தச்சூழலில் நிகழ்த்த ஆய்வகங்களில் பயன்படுகிறது.

(4) இது தொழிலகங்களில் அமோனியா. நைட்ரிக் அமிலம், கால்சியம் சயனமைடு போன்றவை செய்யப் பயன்படுகிறது.

8·6 நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகள் (Oxides of Nitrogen)

நைட்ரஜன் ஆக்சிஜனுடன் கூடி ஐந்து ஆக்சைடுகளை உண்டாக்குகிறது. அவையும் அவற்றின் ஆக்சைடுகளும் கீழே அட்டவணைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன.

	ஆக்சைடு	வாய்பாடு
1.	நைட்ரஸ் ஆக்சைடு	N_2O
2.	நைட்ரிக் ஆக்சைடு	NO
3.	நைட்ரஜன் ட்ரை ஆக்சைடு	N_2O_3
4.	நைட்ரஜன் டெட்ரா ஆக்சைடு	N_2O_4
5.	நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடு	N_2O_5

8.7 நைட்ரஸ் ஆக்சைடு (Nitrus Oxide)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

(1) அமோனியம் நைட்ரேட்டை 200°C வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கினால் நைட்ரஸ் ஆக்சைடு கிடைக்கிறது,



$$NH_4NO_3 \rightarrow N_2O \uparrow + 2H_2O$$

(2) சோடியம் நைட்ரைட்டுக் கரைசலும் ஹைட்ராக்சில் அமின் ஹைட்ரோக்குளோரைடுக் கரைசலும் கலந்த கலவையைச் சிறிது சூடாக்கினால் தூய நைட்ரஸ் ஆக்சைடு கிடைக்கிறது.



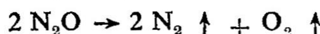
$$NaNO_2 + NH_2OH\,HCl \rightarrow N_2O \uparrow + 2\,H_2O + NaCl.$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) நைட்ரஸ் ஆக்சைடு நிறமற்ற நறுமணம் கொண்ட வாயு.

(2) இது குளிர்ந்த நீரில் குறிப்பிடத்தக்க அளவு கரைகிறது. கரைசல் நடுநிலைத் தன்மை உடையது.

(3) இது 500°C வெப்ப நிலைக்குமேல் சூடாக்கப்பட்டால் நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகச் சிதைகிறது.



$$2\,N_2O \rightarrow 2\,N_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

எனவே, இது பொருள்கள் எரியத் துணைசெய்கிறது. இதனுள் கனலும் குச்சி (Glowing splint) ஒன்றை வைப்பின் அது சுடருடன் எரிகிறது.

(4) இது சூடான இரும்பு, தாமிரம் போன்றவற்றை ஆக்சைடுகளாக மாற்றுகிறது.



$$2Fe + 3\,N_2O \rightarrow Fe_2O_3 + 3\,N_2 \uparrow$$



$$Cu + N_2O \rightarrow CuO + N_2 \uparrow$$

(5) இது ஆக்சிஜனுடன் கலந்து மயக்கமருந்தாகப் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

(இ) வாய்பாடு (Formula)

நைட்ரஸ் ஆக்சைடு சிதைந்து நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய இரண்டையும் தருகிறது. இதில் இந்த இரண்டு தனிமங்கள் மட்டுமே இருக்கின்றன என்பதை இது காட்டுகிறது.

8·2 படத்திலுள்ள அமைப்பில் இருக்கும் தாமிரக்கம்பியை வெப்பப் படுத்தினால் நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் உள்ள ஆக்சிஜன் தாமிரத்துடன் கூடுகிறது. எஞ்சிய நைட்ரஜன் தங்குகிறது.



$$Cu + N_2O \rightarrow CuO + N_2 \uparrow$$

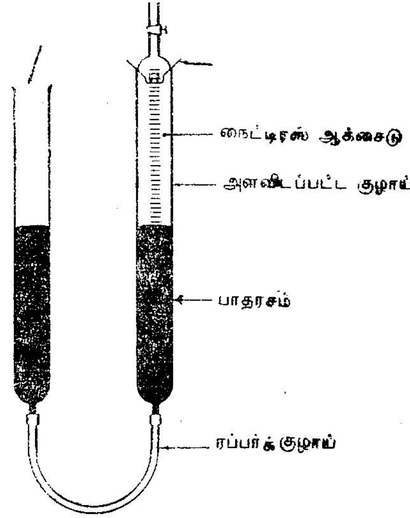
நைட்ரஜனின் பருமனை அளந்தால் அது நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் பருமன் அளவே இருக்கிறது. ஒரு பருமன் நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் ஒரு பருமன் நைட்ரஜன் உள்ளது என்பதை இது குறிக்கிறது.

1 பருமன் நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் 1 பருமன் நைட்ரஜன் உள்ளது. எனவே அவோகேட்ரோ கற்பிதக் கொள்கைப்படி,

n மூலக்கூறு நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் n மூலக்கூறு நைட்ரஜன் உள்ளது.

1 மூலக்கூறு நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் 1 மூலக்கூறு நைட்ரஜன் உள்ளது.

1 மூலக்கூறு நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் 2 நைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன.



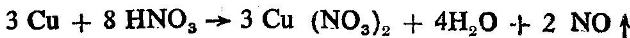
படம் 8·2
நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் வாய்பாட்டைத் தீர்மானிக்கும் கருவி

நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் ஆவி அடர்த்தி 22 என்று முடிவுகட்டப் பட்டுள்ளது. எனவே மூலக்கூறு எடை $2 \times 22 = 44$. ஒரு மூலக் கூற்றில் இரண்டு நைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. அவற்றின் எடை $14 \times 2 = 28$. எஞ்சியது ஆக்சிஜன். எனவே ஆக்சிஜனின் எடை $44 - 28 = 16$. இதனால் ஒரு மூலக்கூறு நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் ஒரு அணு நைட்ரஜன் இருப்பது தெரிகிறது. நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் வாய்பாடு N_2O.

8.8 நைட்ரிக் ஆக்சைடு (Nitric Oxide)

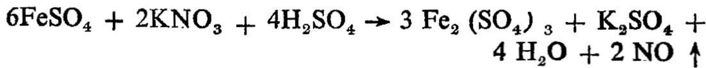
(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

(1) தாமிரத்துடன் ஓரளவு செறிவுள்ள கந்தக அமிலத்தை (1:1 கந்தக அமிலம்)ச் சேர்ப்பதால் ஏற்படும் வினையில் நைட்ரிக் ஆக்சைடு தோன்றுகிறது.



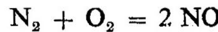
$$3\,Cu + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 4H_2O + 2\,NO \uparrow$$

(2) பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டை நீர்த்த கந்தக அமிலம் ஃபெர்ரஸ் சல்பேட் கரைசல் ஆகியவற்றுடன் சேர்த்துக் காய்ச்சினால் தூய நைட்ரிக் ஆக்சைடு தோன்றுகிறது.



$$6FeSO_4 + 2KNO_3 + 4H_2SO_4 \rightarrow 3\,Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 4\,H_2O + 2\,NO \uparrow$$

(3) நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் கலவையின் வழியாக மின் பாய்ச்சலை ஏற்படுத்தினால் நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகிறது.



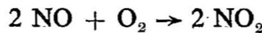
$$N_2 + O_2 = 2\,NO$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) நைட்ரிக் ஆக்சைடு நிறமற்ற வாயு.

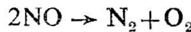
(2) இது நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது.

(3) இது காற்றுப்பட்டால் அதிலுள்ள ஆக்சிஜனுடனும் கூடிப் பழுப்புநிற நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$

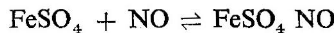
(4) இது 1000°C வெப்பநிலைவரை நிலையானது. இந்த வெப்ப நிலைக்கு மேற் சூடாக்கினால் இது சிதைகிறது.



$$2NO \rightarrow N_2 + O_2$$

(5) இது எரியும் பொருளுக்குத் துணைசெய்கிறது.

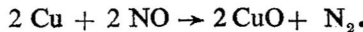
(6) இது ஃபெர்ரஸ் சல்பேட் கரைசலில் உடனடியாகக் கரைந்து பழுப்புநிறக் கரைசலைத் தருகிறது. இது நைட்ரசோ ஃபெர்ரஸ்சல்பேட் (Nitroso Ferrous Sulphate) கரைசல் ஆகும்.



$$FeSO_4 + NO \rightleftharpoons FeSO_4\,NO$$

இதுவே நைட்ரேட்டுகளைக் கண்டறியப் பயன்படும் செம் பழுப்பு வளைய ஆய்விற்கு அடிப்படையாகும்.

(7) இது சூடான உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரஜன் ஆக மாறுகிறது.



$$2\,Cu + 2\,NO \rightarrow 2\,CuO + N_2.$$

(இ) வாய்பாடு (Formula)

நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் என்னும் தனிமங்களில் இருந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடு நேரடியாக உருவாக்கப்படுகிறது. எனவே இதில் உள்ள தனிமங்கள் நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய இரண்டும் ஆகும்.

நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் வாய்பாட்டை அறுதியிட நிகழ்த்தப் பட்ட ஆய்வில் [8·7] (இ) பார்க்க நைட்ரஸ் ஆக்சைடுகளுக்கு மாறாக நைட்ரிக் ஆக்சைடை எடுத்துக்கொண்டு ஆய்வு நிகழ்த்தப் படுகின்றது. இதில் இரண்டு பருமனுள்ள நைட்ரிக் ஆக்சைடு ஒரு பருமனுள்ள நைட்ரஜனைத் தருகிறது என்பது தெரிகிறது. எனவே ஆக்சிஜன் மற்றொரு பங்கு ஆகும். ஆகையால் 2 பருமன் நைட்ரிக் ஆக்சைடில் 1பருமன் நைட்ரஜன் உள்ளது.

அவோகேட்ரோ கொள்கைப்படி

2n மூலக்கூறுகள் நைட்ரிக் ஆக்சைடில் 1n மூலக்கூறு N_2 உள்ளது.

2 மூலக்கூறுகள் நைட்ரிக் ஆக்சைடில் 1 மூலக்கூறு N_2 உள்ளது. அல்லது

1 மூலக்கூறு நைட்ரிக் ஆக்சைடில் $\frac{1}{2}$ மூலக்கூறு N_2 உள்ளது.

1 மூலக்கூறு நைட்ரிக் ஆக்சைடில் 1 அணு நைட்ரஜன் உள்ளது.

இதுபோல் 1 மூலக்கூறு நைட்ரிக் ஆக்சைடில் 1 அணு ஆக்சிஜன் உள்ளது என்பதை அறியலாம். எனவே நைட்ரிக் ஆக்சைடின் வாய்பாடு NO ஆகும்.

8.9 நைட்ரஜன் ட்ரை ஆக்சைடு (Nitrogen trioxide)

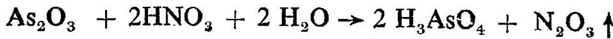
(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

(1) நைட்ரிக் ஆக்சைடு, நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு ஆகிய இரண்டும் கலந்த கலவையை (1:1) 20°C வெப்பநிலைக்குங் கீழ் குளிரச்செய்தால் நைட்ரஜன் ட்ரை ஆக்சைடு திரவமாகக் கிடைக் கிறது.



$$NO + NO_2 \rightarrow N_2O_3$$

(2) 60% நைட்ரிக் அமிலத்துடன் ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடு (arsenious oxide) கலந்த கலவையைக் காய்ச்சி வடித்துக் கிடைக் கும் ஆவியை உறைகலவையிற் குளிரவைத்தால் N_2O_3 கிடைக் கிறது.



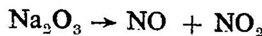
$$As_2O_3 + 2HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 2H_3AsO_4 + N_2O_3 \uparrow$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) நைட்ரஜன் ட்ரை ஆக்சைடு பழுப்பு நிறமான வாயு.

(2) இது −20C வெப்பநிலைக்குங் கீழ் குளிர்விக்கப்பட்டால் நீலநிற நீர்மமாக மாறுகிறது.

(3) இது வெப்பத்தாற் சிதைகிறது.



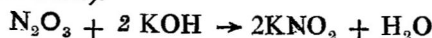
$$Na_2O_3 \rightarrow NO + NO_2$$

(4) இது நீரிற் கரைந்து நைட்ரஸ் அமிலத்தைத் தருகிறது.



$$N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_2$$

எனவே, இது ஒரு நீரற்ற அமிலம் (acid anhydride) ஆகும். இது காரங்களை நடுநிலையாக்கி நைட்ரைட்டு உப்புக்களைத் தருகின்றது (Nitrite Salts).



$$N_2O_3 + 2\ KOH \rightarrow 2KNO_2 + H_2O$$

(5) இது சூடான தாமிரத்துடன் வினைபுரிந்து நைட்ரஜனாக மாறுகிறது.



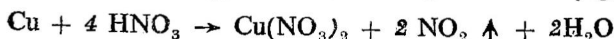
$$3\ Cu + N_2O_3 \rightarrow 3\ CuO + N_2 \uparrow$$

8. 10 நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு (Nitrogen tetroxide)

நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடில் நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடும் நைட்ரஜன்-டை ஆக்சைடும் சமநிலையில் உள்ளன.

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

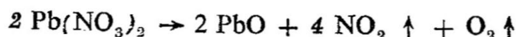
(1) தாமிரத்துடன் அடர்கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்து வினை நிகழச்செய்தால் நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு உண்டாகிறது.



$$Cu + 4\ HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

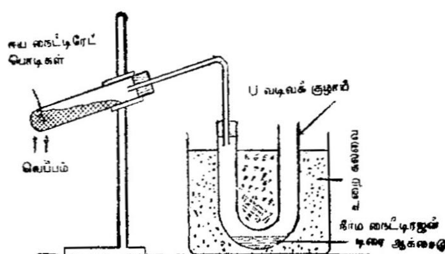
இந்த முறையில் நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு தூயநிலையிற் கிடைப்பதில்லை.

(2) நன்கு உலர்த்தப்பட்ட தூளாக்கப்பட்ட காரீய நைட்ரேட் படிகங்களை வெப்பப்படுத்தினால் தூய நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு கிடைக்கிறது.



$$2\ Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2\ PbO + 4\ NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

இதனை ஓர் உறைகலவையிற் குளிர்விக்கப்பட்ட U-வடிவக் குழாய் வழியாகச் செலுத்தினால் நீர்மமாகி ஆக்சிஜனிலிருந்து பிரிகிறது.



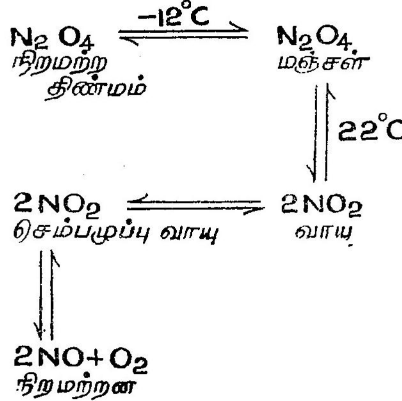
படம் 8.3

நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு உருவாக்கல்

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(1) இது செம்பழுப்பு நிறமும் கார மணமும் உடையவாயு.

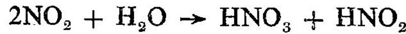
(2) இது வெப்பத்தால் கீழ்வருமாறு மாற்றம் அடைகிறது.



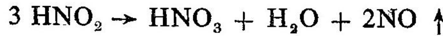
படம் 8.4

எனவே இது குறைந்த வெப்பநிலைகளில் நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடாகவும் மிகுந்த வெப்பநிலைகளில் நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடாகவும் நிலவுகிறது.

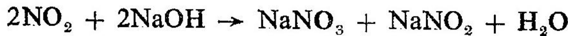
(3) இது நீரில் உடனடியாகக் கரைந்து அமிலக் கரைசலைத் தருகிறது.



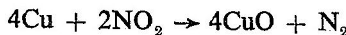
இவற்றில் நைட்ரஸ் அமிலம் (HNO_2) சிதைந்து நைட்ரிக் அமிலமாகிறது.



(4) இது காரக்கரைசல்களுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரேட், நைட்ரைட் உப்புக்களைத் தருகிறது.

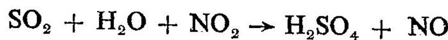


(5) இது ஒரு திறன்மிக்க ஆக்சிகரணி. இது ஆக்சிகரண வினைகளில் நைட்ரிக் ஆக்சைடாகக் குறைகிறது.









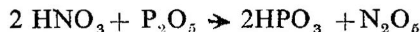
(இ) வாய்பாடு (Formula)

செஞ்சூடான தாமிரத்தின்மீது இந்த வாயுவைச் செலுத்தினால் இது நைட்ரஜனாக மாறுகிறது. இந்த வினையைப் பயன்படுத்தி இதன் விகித வாய்பாடு NO_2 என்று அறுதியிடப்படுகிறது. ஒவ்வொரு வெப்பநிலையிலும் உள்ள இதன் ஆவியடர்த்தியைப் பயன்படுத்தி N_2O_4-இன் அளவு அறுதியிடப்படுகிறது.

8.11 நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடு (Nitrogen Pentoxide)

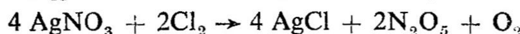
(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

(1) ஃபாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாக்சைடு சேர்த்து அடர் நைட்ரிக் அமிலம் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. இதனால் அமிலத்தில் உள்ள நீரின் கூறுகள் நீக்கப்பட்டு நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடு உண்டாகிறது.



$$2\,HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$$

(2) உலர்ந்த வெள்ளி நைட்ரேடுமீது குளோரினைச் செலுத்தினால் நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடு உண்டாகிறது.



$$4\,AgNO_3 + 2Cl_2 \rightarrow 4\,AgCl + 2N_2O_5 + O_2$$

(3) நீர்ம நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு வழியாக ஓசோனைச் செலுத்தினால் நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடு உண்டாகிறது.

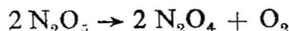


$$N_2O_4 + O_3 \rightarrow N_2O_5 + O_2$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

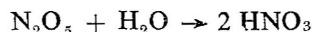
(1) இது வெண்ணிறத் திண்மம். இது நீரினை உறிஞ்சும் இயல்புடையது.

(2) இது 30°C வெப்ப நிலையில் உருகி நிர்மமாகிறது. இதன் உருகு நிலைக்குமேல் சூடுபடுத்தினால் இது சிதைகிறது.



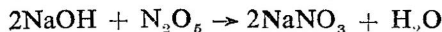
$$2\,N_2O_5 \rightarrow 2\,N_2O_4 + O_2$$

(3) இது நீரிற் கரைந்து நைட்ரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.



$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\,HNO_3$$

எனவே இது ஒரு 'நீரற்ற அமிலம்' ஆகும். இது காரங்களுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரேட்டு உப்புக்களைத் தருகிறது.



$$2NaOH + N_2O_5 \rightarrow 2NaNO_3 + H_2O$$

(4) இது எளிதிற் சிதைந்து ஆக்சிஜனை வெளியிடுவதால் இது ஒரு ஆக்சிகரணியாகச் செயல்படுகிறது.

8.12 நைட்ரிக் அமிலம் (Nitric acid)

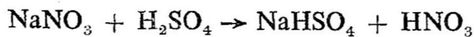
நைட்ரஜன் மொத்தம் நான்கு ஆக்சி-அமிலங்களை உண்டாக்குகிறது. அவையும் அவற்றின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளும் கீழே அட்டவணைப்படுத்தப் பட்டுள்ளன.

ஆக்சி-அமிலம்	வாய்பாடு
1. ஹைப்போ நைட்ரஸ் அமிலம்	$H_2N_2O_2$
2. நைட்ரஸ் அமிலம்	HNO_2
3. நைட்ரிக் அமிலம்	HNO_3
4. பெர் நைட்ரிக் அமிலம்	HNO_4

நைட்ரஜனின் ஆக்சி-அமிலங்களில் ஒன்றாகிய நைட்ரிக் அமிலம் அறிவியல் ஊழியின் தொடக்கத்தில் சிறந்திருந்த இரசவாதிகளால் (alchemists) வீரியமிக்க நீர் என்னும் பொருள்படும் 'அக்வா போர்டிஸ்' (aqua fortis) என்னும் பெயரால் அழைக்கப்பட்டது. கிளாபர் என்பவர் நைடர் (Nitre), கந்தக அமிலம் ஆகிய இரண்டும் புரியும் வினையில் இது விளைகிறது என்று கண்டார். எனினும் லவாய்சியர் (Lavoisier) தான் இந்த அமிலத்தில் ஆக்சிஜன் இருப்பதைக் கண்டார்.

8.13 ஆய்வகத்தில் நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தயாரித்தல் (Preparation of Nitric Acid in Laboratory)

ஒரு வாலையில் (படம் 8.5) நைட்ரேட்டு உப்பையும் (சோடியம் நைட்ரேட்டு அல்லது பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு), அடர் கந்தக அமிலத்தையும் சேர்த்துச் சூடாக்கி நைட்ரிக் அமிலம் உருவாக்கப் படுகிறது.

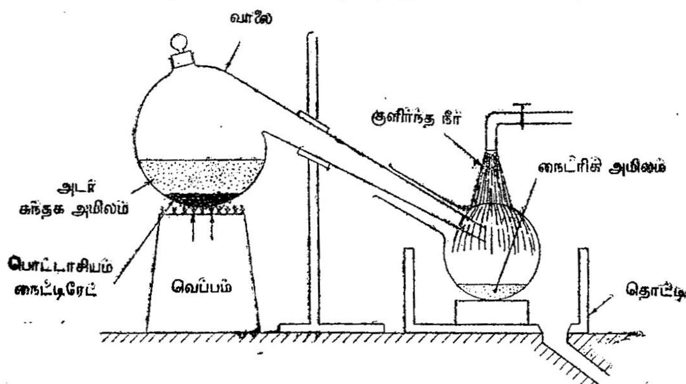


$$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3$$



$$KNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4 + HNO_3$$

நைட்ரிக் அமிலத்தின் ஆவி நீரால் குளிர்விக்கப்பட்டு நீர்மமாக்கப் பட்டுக் குடுவையிற் சேகரிக்கப்படுகிறது. (படம் 8.5)



படம் 8.5
நைட்டிரிக் அமிலம் உருவாக்கல்

8.14 பேரளவில் நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தயாரித்தல் (Manufacture of Nitric Acid)

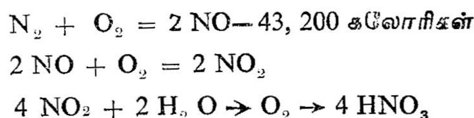
உலகப் போருக்கு முன்னால் நைடர், கந்தக அமிலம் ஆகிய இரண்டின் கலவையைக் காய்ச்சி வடித்தலால் நைட்ரிக் அமிலம் பெறப்பட்டு வந்தது. பின்னர் இந்த முறையினும் சிறந்த முறைகள் செயல்முறைக்கு வந்தன. அவைதாம்:

1. பர்க்லெண்ட்—ஐடு முறை
2. ஆஸ்வால்ட் முறை

இந்த இரண்டு முறைகளில் ஆஸ்வால்ட் முறையே திறன் மிகுந்தது; செலவு குறைந்தது. எனவே இது மற்ற முறைகளைவிடப் பெரிதும் பழக்கத்தில் உள்ளது.

8.15 பர்க்லெண்ட்-ஐடு முறை (Birkeland-Eyde Process)

இந்த முறையில் நைட்ரிக் அமிலம் காற்றில் உள்ள நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய இரண்டைப் பயன்படுத்தி உருவாக்கப்படுகிறது. இந்த முறை கீழ்வரும் வேதிவினைகளை அடிப்படையாகக் கொண்டது.



$N_2 + O_2 = 2\,NO - 43,200$ கலோரிகள்

$2\,NO + O_2 = 2\,NO_2$

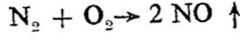
$4\,NO_2 + 2\,H_2O \rightarrow O_2 \rightarrow 4\,HNO_3$

முதல்வினை ஒரு வெப்பம் கொள்வினை (Endothermic reaction) ஆகும். எனவே மிகுந்த வெப்பநிலையில் மட்டுமே இந்த வினை நிகழும் (லீ சாட்லியர் தத்துவம்). எனவே நைட்ரஜனும் ஆக்சிஜனும் மிக உயர்ந்த வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கப்பட வேண்டும். இதற்காகக் கீழ்வருமாறு மின்வில் தோற்றுவிக்கப்படுகிறது.

குளிர்ந்தநீர் தொடர்ந்து ஓடி வெளியேறும் அமைப்பால் சூழப்பட்ட இரண்டு தாமிர மின் தண்டுகளுக்கு இடையில் மின் வில் (electric arc) ஒன்று தோற்றுவிக்கப்படுகிறது. (படம் 8-6) இந்த வில் மின்தண்டுகளுக்குச் செங்கோணத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ள இரண்டு ஆற்றல் மிக்க மின்காந்தங்களால் (electro magnets) ஒரு தட்டுப்போலப் பரவச் செய்யப்படுகிறது. இந்த வில் ஏறத்தாழ 4000°C வெப்ப நிலையை உண்டாக்குகிறது.

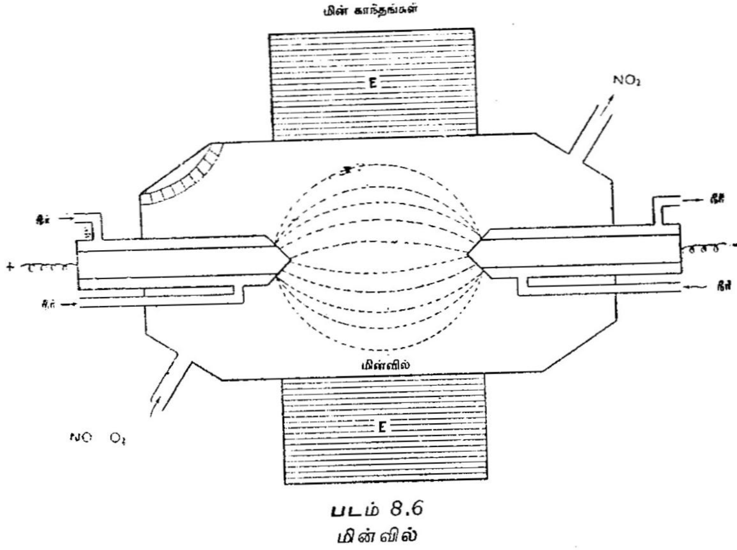
கார்பன்-டை-ஆக்சைடு, ஈரம் ஆகியன நீக்கப்பட்ட காற்று மேற்கண்ட மின்வில் வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது. இங்கு

காற்றில் உள்ள நைட்ரஜனும் ஆக்சிஜனும் கூடி நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகிறது.



$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\,NO \uparrow$$

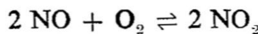
மின்வில் அறையை (arc chamber) விட்டு வெளிவரும் வாயுக்களில் ஏறத்தாழ 1.25—2% நைட்ரிக் ஆக்சைடு உள்ளது. அடுத்து



படம் 8.6
மின் வில்

இந்த வாயுக்கள் கொதிகலக் குழாய்கள் வழியாகச் செலுத்தப் படுகின்றன. இங்கு இவை ஏறத்தாழ 150°C வெப்பநிலைக்குக் குளிர்கின்றன.

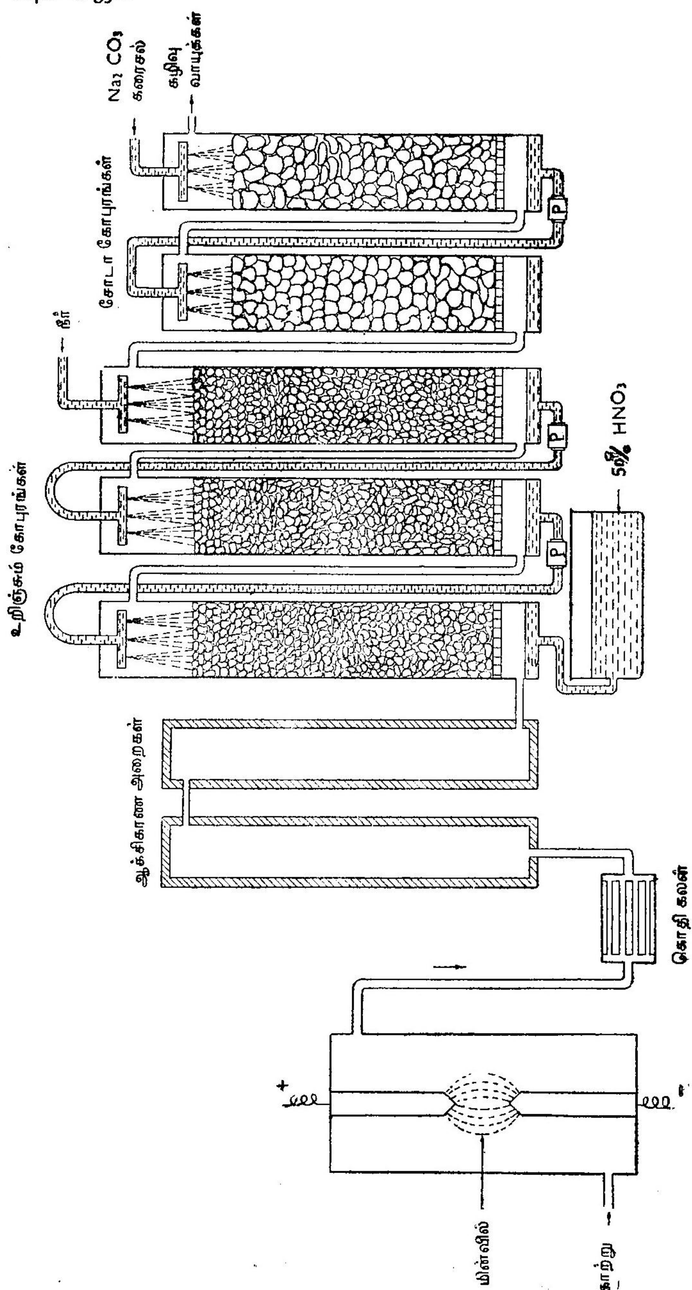
அதன்பின் குளிர்ந்த வாயுக்கள் செங்குத்தான இரும்பு உருளைகளுட் செலுத்தப்படுகின்றன. இந்த உருளைகள் (cylinders) உட்பக்கம் அமிலத்தால் தாக்குறுக் கற்களினால் மூடப்பட்டுள்ளன. இங்கு நைட்ரிக் ஆக்சைடு காற்றில் உள்ள ஆக்சிஜனுடன் கூடி நைட்ரஜன் -டை-ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



$$2\,NO + O_2 \rightleftharpoons 2\,NO_2$$

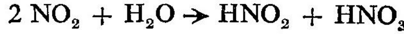
பின்னர், இது தொடர்ச்சியாக உள்ள மூன்று அல்லது நான்கு உறிஞ்சும் கோபுரங்கள் வழியாகச் செலுத்தப் படுகிறது.(படம்8-6)

உறிஞ்சும் கோபுரங்கள் உயரமானவை; கிரானைட் (Granite) டால் ஆனவை; முழுதும் உடைந்த குவார்ட்ஸ் (quartz) துண்டு



படம் 8.6
காற்றிலிருந்து நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் கருவி அமைப்பு

களால் நிரம்பியவை. இந்தக் கோபுரங்களின் உச்சியில் நீர் அல்லது நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் தொடர்ந்து தெளிக்கப்படுகிறது. இதனால் கீழ்வரும் வினைகள் நிகழ்கின்றன.



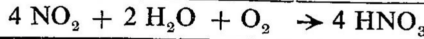
$$2\,NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$$



$$3\,HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2\,NO + H_2O$$



$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$



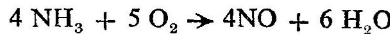
$$4\,NO_2 + 2\,H_2O + O_2 \rightarrow 4\,HNO_3$$

கடைசிக் கோபுரத்தின் உச்சியில் நீர் தெளிக்கப்படுகிறது. இதனால் இந்தக் கோபுரத்தின் அடியில் 50% நைட்ரிக் அமிலம் உள்ள கரைசல் கிடைக்கிறது.

உறிஞ்சும் கோபுரங்களைத் தாண்டியபின் வெளியேறும் காற்றில் உறிஞ்சப்படாமல் தங்கிய நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகள் இருக்கும். இவை கடைசியில் இருக்கும் இரண்டு கோபுரங்களின் உச்சியில் தெளிக்கப்படும் சோடியம் கார்பனேட் கரைசலால் முழுவதும் நீக்கப்படுகின்றன. அடியிற் கிடைக்கும் இந்தக் கரைசலை ஆவியாக்கின் சோடியம் நைட்ரேட், சோடியம் நைட்ரைட் ஆகிய இரண்டும் கிடைக்கின்றன.

8.16 ஆஸ்ட்வால்டு முறை (Ostwald's Process)

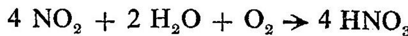
இந்த முறையில் நைட்ரிக் அமிலம் அமோனியாவில் இருந்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இந்த முறை கீழ்வரும் வேதிவினைகளை அடிப்படையாகக் கொண்டது



$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \rightarrow 4NO + 6\,H_2O$$



$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$



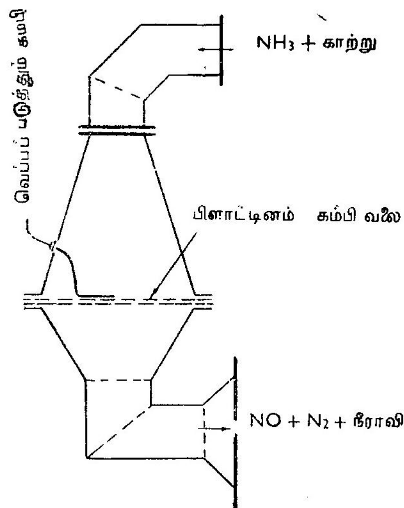
$$4\,NO_2 + 2\,H_2O + O_2 \rightarrow 4\,HNO_3$$

ஹேபர் முறையில் (Haber process) உருவாக்கப்பட்ட அமோனியா அதைவிடப் பத்துமடங்கு பருமன் உள்ள காற்றுடன் கலக்கப்படுகிறது. இந்தக் கலவை "அமோனிய மாற்றி" (Ammonia converter)யில் (படம் 8.7) உள்ள சூடான பிளாட்டினம்-சோடியம் கம்பி வலை (வினைவேக மாற்றி) மீது விரைவாகச் செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் ஏறத்தாழ 98% அமோனியா நைட்டிரிக் ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



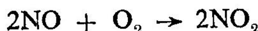
$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \rightarrow 4\,NO + 6\,H_2O$$

இந்த வினை ''வெப்பம் உமிழ் வினை'' ஆகும். எனவே, தொடக்கத்தில்மட்டும் சூடாக்கினால் போதும். பின் வெப்பப்படுத்த வேண்டியதில்லை. வெப்பநிலை தொடர்ந்து 900°Cயிலேயே இருக்கிறது.



படம் 8.7
அமோனியாவை-ஆக்சிகரணம் செய்யும் மாற்றி

பின்னர், நைட்டிரிக் ஆக்சைடு உள்ள வாயுக்களின் கலவை குளிர்விக்கப்பட்டு அதனுடன் காற்று கலக்கப்படுகிறது. இதனால் நைட்ரிக் ஆக்சைடு ஆக்சிஜனுடன் கூடிய நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடை உண்டாக்குகிறது.



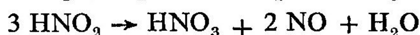
$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

இதன்பின் தொடர்ச்சியாக உள்ள மூன்று அல்லது நான்கு உறிஞ்சும் கோபுரங்களுள் இது செலுத்தப்படுகிறது. (படம் 8.8)

உறிஞ்சும் கோபுரங்கள் உயரமானவை: கிரானைட்டால் ஆனவை; முழுதும் உடைந்த குவார்ட்ஸ் துண்டுகளால் நிரம்பியவை. இந்தக் கோபுரங்களின் உச்சியில் நீர் அல்லது நைட்ரிக் அமிலம் தொடர்ந்து தெளிக்கப்படுகிறது. இதனால் கீழே குறிக்கப்பட்டுள்ள வினைகள் நிகழ்கின்றன.



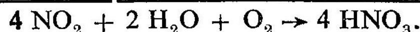
$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$$



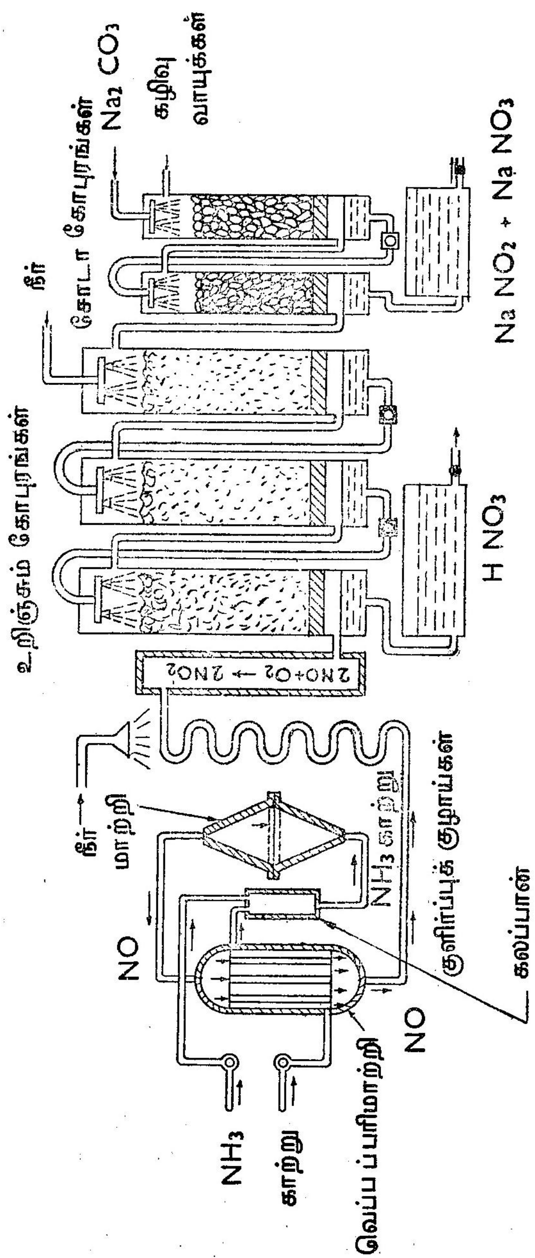
$$3\,HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2\,NO + H_2O$$



$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$



$$4\,NO_2 + 2\,H_2O + O_2 \rightarrow 4\,HNO_3.$$



படம் 8.8
ஆஸ்வால்ட் முறையில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிப்பு

கடைசிக் கோபுரத்தின் உச்சியில் நீர் தெளிக்கப்படுகின்றது. இதனால் இக் கோபுரத்தின் அடியிற் கிடைக்கும் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் அடுத்த கோபுரத்தின் உச்சியில் தெளிக்கப்படுகிறது. இந்த முறை மீண்டும்மீண்டும் செய்யப்படுவதால் முதற் கோபுரத்தின் அடியில் 50% நைட்ரிக் அமிலம் உள்ள கரைசல் கிடைக்கிறது.

உறிஞ்சும் கோபுரங்களைத் தாண்டியபின் வெளியேறும் காற்றில் உறிஞ்சப்படாமல் தங்கிய நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகள் இருக்கும். இவை கடைசியில் இருக்கும் இரண்டு கோபுரங்களின் உச்சியில் தெளிக்கப்படும் சோடியம் கார்பனேட் கரைசலால் முழுதும் நீக்கப்படுகின்றன. இந்தக் கோபுரங்களின் அடியிற் கிடைக்கும் கரைசலை ஆவியாக்கின் சோடியம் நைட்ரைட், சோடியம் நைட்ரேட் ஆகிய உப்புக்கள் கிடைக்கின்றன.

8. 17 நைட்ரிக் அமிலத்தின் பௌதிகப் பண்புகள் (Physical properties of Nitric Acid)

1. நைட்ரிக் அமிலம் நிறமற்றது.

2. இது காரமணம் உடையது; புளிப்புச்சுவை உடையது; காற்றிற் பெரிதும் புகையும் இயல்பு உடையது.

3. இது பெரிதும் நிலைத்தன்மை உடையதன்று நாட்கள் ஆக ஆக, குறிப்பாக ஒளிபடின் இது சிதைந்து நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடைத் தருகிறது. இதனால் இது சிறிது மஞ்சள்நிறம் அடைகிறது.

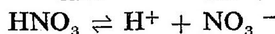
4. நீருடன் அனைத்து விகிதங்களிலும் கலக்கிறது.

5. இது இயற்கையில் பொருட்களை அரிக்கும் (corrosive) திறன் மிகுதியாக உடையது. இது தூயதாக இருப்பின் உடலிற் பட்ட இடத்திற் புண் உண்டாகும். நீர்த்ததாக இருப்பின் தோலில் மஞ்சள் நிறக் கறை படியும்.

8. 18 நைட்ரிக் அமிலத்தின் வேதிப் பண்புகள் (Chemical properties of Nitric Acid)

(1) அமிலத் தன்மை (Acidic properties)

இது ஒரு வீரியமிக்க அமிலம்; நீர்க்கரைசலில் முழுதும் அயனிகளாக இது பிரிகையுறுகிறது.

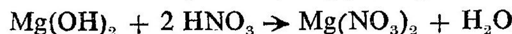


$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

இது உலோக ஆக்சைடுகள், ஹைட்ராக்சைடுகள் ஆகியவற்றுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரேட்டு உப்புக்களையும் நீரையும் தருகிறது.

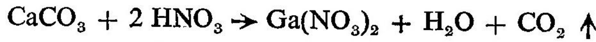


$$ZnO + 2\,HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$$



$$Mg(OH)_2 + 2\,HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2O$$

இது கார்பனேட், பை கார்பனேட் உப்புக்களுடன் வினை புரிந்து நைட்ரேட்டுகளைத் தருகிறது. கார்பன் டை ஆக்சைடை வெளியிடுகிறது.



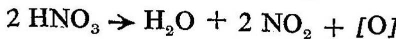
$$CaCO_3 + 2\,HNO_3 \rightarrow Ga(NO_3)_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$



$$NaHCO_3 + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

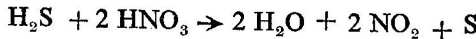
(2) ஆக்சிகரணப் பண்பு (Oxidising property)

நைட்ரிக் அமிலத்தில் அதிக அளவு ஆக்சிஜன் உள்ளது. எனவே இது ஒரு திறன் மிக்க ஆக்சிகரணியாகச் செயல்படுகிறது.



$$2\,HNO_3 \rightarrow H_2O + 2\,NO_2 + [O]$$

(i) இது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைக் கந்தகமாக ஆக்சிகரணம் செய்கிறது.



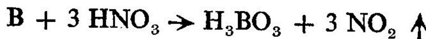
$$H_2S + 2\,HNO_3 \rightarrow 2\,H_2O + 2\,NO_2 + S$$

(ii) இது கந்தக டை ஆக்சைடைக் கந்தக அமிலமாக மாற்றுகிறது.



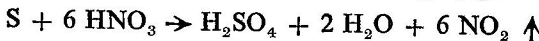
$$SO_2 + 2\,HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 2\,NO_2 \uparrow$$

(iii) இது போரன் தனிமத்தைப் போரிக் அமிலமாக மாற்றுகிறது.



$$B + 3\,HNO_3 \rightarrow H_3BO_3 + 3\,NO_2 \uparrow$$

(iv) இது கந்தகத்தைக் கந்தக அமிலமாக்குகிறது.



$$S + 6\,HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 2\,H_2O + 6\,NO_2 \uparrow$$

(3) உலோகங்களுடன் வினை (Action with metals)

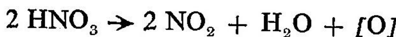
இது ஏறத்தாழ அனைத்து உலோகங்களுடனும் வினைபுரிகிறது. (பகுதி 8.20ல் விரிவாகக் காண்க].

(4) கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினை (Action with organic compounds)

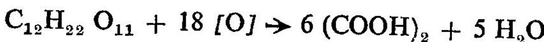
நைட்ரிக் அமிலம் கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினைபுரிகிறது. இதனால் ஆக்சிகரணம் அல்லது நைட்ரோ தொகுதி ஏற்றம் (Nitration) ஏற்படுகிறது.

(i) ஆக்சிகரணப் பண்பு

இது கரிமச் சேர்மங்களை ஆக்சிகரணம் செய்து நீர், கார்பன்-டை-ஆக்சைடு இரண்டையும் தருகிறது.



$$2\,HNO_3 \rightarrow 2\,NO_2 + H_2O + [O]$$



$$C_{12}H_{22}O_{11} + 18\,[O] \rightarrow 6\,(COOH)_2 + 5\,H_2O$$

(ii) நைட்ரோ தொகுதி ஏற்றம்

இது கரிமச் சேர்மங்களில் உள்ள ஒன்று அல்லது இரண்டு நைட்ரஜன் அணுக்களை நைட்ரோ தொகுதியால் ($-NO_2$) இடப் பெயர்ச்சி செய்கிறது.



$$C_6H_6 + HONO_2 \rightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$$

8·19 நைட்ரிக் அமிலத்தின் பயன்கள் (Uses of Nitric Acid)

(i) உரங்கள், சாயங்கள், மருந்துகள், வெடிபொருள்கள் போன்றவற்றை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

(ii) இது நைட்ரோ செல்லுலோஸ், நைட்ரோ கிளிசரின், டிரை நைட்ரோ பீனல் போன்றவைகளை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

(iii) இது தாமிரம், பித்தளை, வெண்கலம் போன்றவற்றில் அரித்துப் படம் வரையப் பயன்படுகிறது.

(iv) வெள்ளி, தங்கம் ஆகிய இரண்டையும் அவற்றின் தாதுக் களினின்றும் பிரித்தெடுக்கப் பயன்படுகிறது.

(v) இது பாஸ்பாரிக் அமிலம், ஆக்சாலிக் அமிலம், கந்தக அமிலம் ஆகியவற்றை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

(vi) இது தங்கம், பிளாட்டினம் போன்றவைகளைக் கரைக்க அடர் ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்துடன் கலந்து பயன்படுத்தப் படுகிறது.

8·20 உலோகங்களுடன் நைட்ரிக் அமிலத்தின் வினை (Action of Nitric Acid on Metals)

நைட்ரிக் அமிலம் (தங்கம் பிளாட்டினம் தவிர) அனைத்துச் சாதாரண உலோகங்களுடனும் வினை புரிகிறது. இந்த வினையிற் கிடைக்கும் வினைபொருள்கள் (products) கீழ்வருபவற்றைப் பொறுத்தன:

1. உலோகத்தின் இயல்பு
2. அமிலத்தின் செறிவு (Concentration)
3. வினைநிகழும் வெப்ப நிலை

இந்த வினையில் பொதுவாகக் குளிர்ந்த செறிவுமிக்க அமிலம் நைட்ரஜன்-டை-ஆக்சைடாகக் குறைவு அடைகிறது. இதுபோல் குளிர்ந்த ஓரளவு செறிவுள்ள (Moderately Concentrated) அமிலம் நைட்ரிக் ஆக்சைடாக மாறுகிறது. குளிர்ந்த மிக நீர்த்த அமிலம் Cold and very dilute acid) குறைவடைந்து (Reduction) நைட்ரஸ்

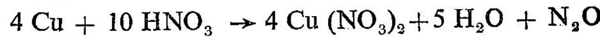
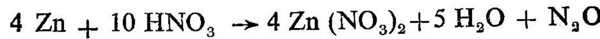
ஆக்சைடு, அமோனியா அல்லது அமோனியம் நைட்ரேட் போன்ற பொருள்களாக மாறுகிறது. சூடான செறிவுமிக்க அமிலத்தின்ஆவி நைட்ரஜனாக மாறுகிறது.

1. மக்னீசியம், மாங்கனீசு ஆகிய இரண்டு உலோகங்கள் மட்டும் குளிர்ந்த மிக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை விடுவிக்கின்றன. மற்ற எந்த உலோகமும் இதனுடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளியிடுவதில்லை.

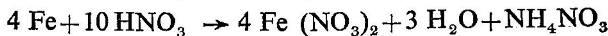
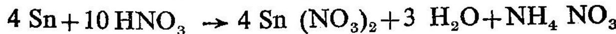

$$Mg + 2\,HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2$$

$$Mn + 2\,HNO_3 \rightarrow Mn(NO_3)_2 + H_2$$

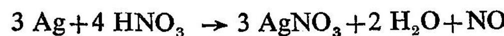
2. குளிர்ந்த மிக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் தாமிரம், துத்தநாகம் (Zinc) ஆகியவற்றுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரஸ் ஆக்சைடை வெளியிடுகிறது.

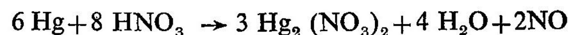

$$4\,Cu + 10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Cu(NO_3)_2 + 5\,H_2O + N_2O$$

$$4\,Zn + 10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Zn(NO_3)_2 + 5\,H_2O + N_2O$$

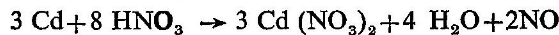
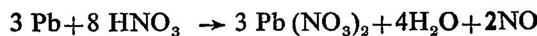
இதே அமிலம் அலுமினியம், இரும்பு, வெள்ளீயம் (Tin) ஆகிய உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து அமோனியம் நைட்ரேட்டாக மாறுகிறது.


$$8\,Al + 30\,HNO_3 \rightarrow 8\,Al(NO_3)_3 + 9\,H_2O + 3\,NH_4NO_3$$

$$4\,Fe + 10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Fe(NO_3)_2 + 3\,H_2O + NH_4NO_3$$

$$4\,Sn + 10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Sn(NO_3)_2 + 3\,H_2O + NH_4NO_3$$

3. குளிர்ந்த ஓரளவு செறிவுமிக்க நைட்ரிக் அமிலம் வெள்ளி, தாமிரம், பாதரசம், துத்தநாகம், கேட்மியம், ஈயம், பிஸ்மத் (Bismuth) ஆகிய உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடை வெளியிடுகிறது.


$$3\,Ag + 4\,HNO_3 \rightarrow 3\,AgNO_3 + 2\,H_2O + NO$$

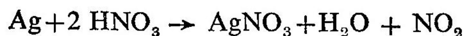
$$3\,Cu + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Cu(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2\,NO$$

$$6\,Hg + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Hg_2(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2NO$$

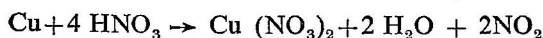
$$3\,Zn + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Zn(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2NO$$

$$3\,Cd + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Cd(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2NO$$

$$3\,Pb + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Pb(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$$

$$3\,Bi + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Bi(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$$

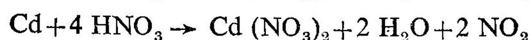
இந்தச் செறிவுள்ள அமிலத்துடன் அலுமினியம், குரோமியம், இரும்பு, கோபால்ட், நிக்கல், ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி (Antimony ஆகியவை மிகமிக மெதுவாக வினைபுரிகின்றன.

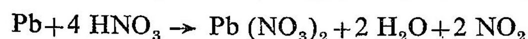
4. குளிர்ந்த செறிவுமிக்க நைட்ரிக் அமிலம் வெள்ளி, தாமிரம், துத்தநாகம், கேட்மியம், காரீயம், பிஸ்மத் ஆகியவற்றுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடை வெளியிடுகிறது.


$$Ag+2\,HNO_3 \rightarrow AgNO_3+H_2O+NO_2$$


$$Cu+4\,HNO_3 \rightarrow Cu\,(NO_3)_2+2\,H_2O+2NO_2$$

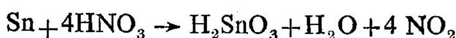

$$Zn+4\,HNO_3 \rightarrow Zn\,(NO_3)_2+2\,H_2O+2\,NO_2$$

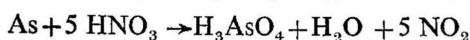

$$Cd+4\,HNO_3 \rightarrow Cd\,(NO_3)_2+2\,H_2O+2\,NO_2$$

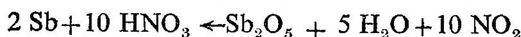

$$Pb+4\,HNO_3 \rightarrow Pb\,(NO_3)_2+2\,H_2O+2\,NO_2$$


$$Bi+4\,HNO_3 \rightarrow Bi\,(NO_3)_2+2\,H_2O+2\,NO_2$$

இதே செறிவுள்ள அமிலத்துடன் வெள்ளீயம், ஆர்சனிக், ஆண்டிமனி ஆகியன வினைபுரிந்து நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடை விடுவித்து அவற்றின் ஆக்சைடாக அல்லது ஆக்சி அமிலமாக மாறுகின்றன.


$$Sn+4HNO_3 \rightarrow H_2SnO_3+H_2O+4\,NO_2$$

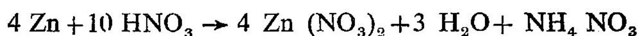

$$As+5\,HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4+H_2O+5\,NO_2$$


$$2\,Sb+10\,HNO_3 \leftarrow Sb_2O_5+5\,H_2O+10\,NO_2$$

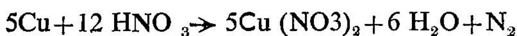
அலுமினியம், இரும்பு, கோபால்ட், நிக்கல், குரோமியம் ஆகிய உலோகங்கள் தூய செறிவுமிக்க நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியத் தொடங்கிச் செயலறு நிலை (passivity) அடைகின்றன.

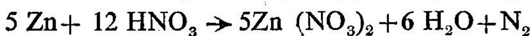
5. சூடான செறிவு மிக்க நைட்ரிக் அமிலம் இரும்புடன் வினைபுரிந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடை வெளியிடுகிறது. துத்தநாகத்துடன் வினைபுரிந்து அமோனியம் நைட்ரேட்டைத் தருகிறது.


$$Fe+4\,HNO_3 \rightarrow Fe\,(NO_3)_3+2\,H_2O+NO$$


$$4\,Zn+10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Zn\,(NO_3)_2+3\,H_2O+NH_4\,NO_3$$

6. தூய நைட்ரிக் அமிலத்தின் ஆவி சூடாக்கப்பட்ட தாமிரம், துத்தநாகம் ஆகியவற்றுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரஜனாகக் குறைவுறுகிறது.


$$5Cu+12\,HNO_3 \rightarrow 5Cu\,(NO3)_2+6\,H_2O+N_2$$

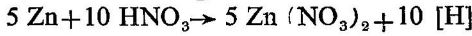

$$5\,Zn+12\,HNO_3 \rightarrow 5Zn\,(NO_3)_2+6\,H_2O+N_2$$

8.21 உலோக-நைட்ரிக் அமில வினையின் வழிமுறைகள் (Mechanism of Metal-Nitric Acid Reaction)

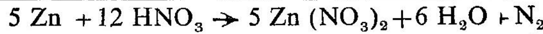
(1) ஹைட்ரஜனைவிட மிகுந்த 'நேர்மின் தன்மை' (Electro-positive nature) உடைய உலோகங்கள் (எடுத்துக்காட்டு : துத்த

நாகம்) நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியின் முதலில் 'பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன்' (Nascent Hydrogen) தோன்றுவதாகக் கருதப்படுகிறது. இந்தப் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் நைட்ரிக் அமிலத்தை நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு, நைட்ரஜன் ட்ரை ஆக்சைடு, நைட்ரிக் ஆக்சைடு, நைட்ரஸ் ஆக்சைடு அல்லது அமோனியா, நைட்ரஜன் போன்ற பொருள்களாகக் குறைக்கிறது. இந்த வினையில் தோன்றும் பொருள் வினையின் வரம்புநிலைகளைப் (Conditions) பொறுத்தது.

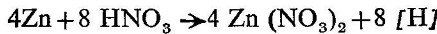
சூடான நைட்ரிக் அமில ஆவி

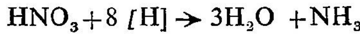

$$5\,Zn + 10\,HNO_3 \rightarrow 5\,Zn(NO_3)_2 + 10\,[H]$$

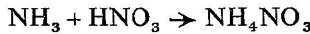

$$2\,HNO_3 + 10\,[H] \rightarrow 6\,H_2O + N_2$$


$$5\,Zn + 12\,HNO_3 \rightarrow 5\,Zn(NO_3)_2 + 6\,H_2O + N_2$$

சூடான செறிவுமிக்க நைட்ரிக் அமிலம்

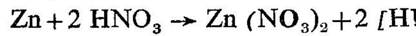

$$4Zn + 8\,HNO_3 \rightarrow 4\,Zn(NO_3)_2 + 8\,[H]$$

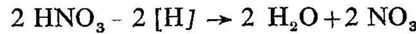

$$HNO_3 + 8\,[H] \rightarrow 3H_2O + NH_3$$

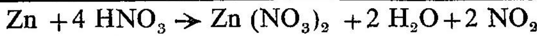

$$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$$


$$4Zn + 10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Zn(NO_3)_2 + 3\,H_2O + NH_4\,NO_3$$

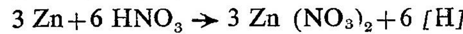
குளிர்ந்த செறிவுமிக்க நைட்ரிக் அமிலம்

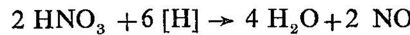

$$Zn + 2\,HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2\,[H]$$

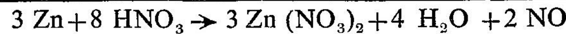

$$2\,HNO_3 + 2\,[H] \rightarrow 2\,H_2O + 2\,NO_3$$


$$Zn + 4\,HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2\,H_2O + 2\,NO_2$$

குளிர்ந்த ஓரளவு செறிவுள்ள நைட்ரிக் அமிலம்

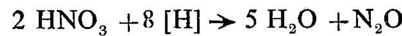

$$3\,Zn + 6\,HNO_3 \rightarrow 3\,Zn(NO_3)_2 + 6\,[H]$$


$$2\,HNO_3 + 6\,[H] \rightarrow 4\,H_2O + 2\,NO$$


$$3\,Zn + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Zn(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2\,NO$$

குளிர்ந்த மிக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம்


$$4\,Zn + 8\,HNO_3 \rightarrow 4\,Zn(NO_3)_2 + 8\,[H]$$

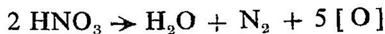

$$2\,HNO_3 + 8\,[H] \rightarrow 5\,H_2O + N_2O$$


$$4\,Zn + 10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$

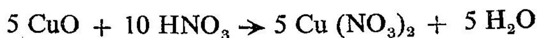
(2) ஹைட்ரஜனை விடக் குறைந்த 'நேர்மின் தன்மை' உடைய தாமிரம், வெள்ளி, பாதரசம் போன்ற உலோகங்கள், நைட்ரிக்

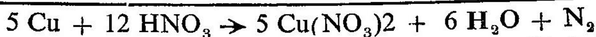
அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து ஆக்சிகரணம் அடைந்து ஆக்சைடுகளாக மாறுவதாகக் கருதப்படுகிறது. இதனால் அமிலம் குறைவு (Reduction) அடைவதாகவும், தோன்றும் ஆக்சைடுகள் நைட்ரேட்டாக மாறுவதாகவும் கருதப்படுகிறது.

சூடான நைட்ரிக் அமில ஆவி

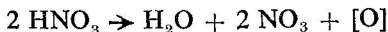

$$2\,HNO_3 \rightarrow H_2O + N_2 + 5\,[O]$$

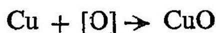

$$5\,Cu + 5\,[O] \rightarrow 5\,CuO$$


$$5\,CuO + 10\,HNO_3 \rightarrow 5\,Cu\,(NO_3)_2 + 5\,H_2O$$

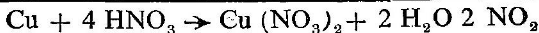

$$5\,Cu + 12\,HNO_3 \rightarrow 5\,Cu(NO_3)2 + 6\,H_2O + N_2$$

குளிர்ந்த செறிவுமிக்க நைட்ரிக் அமிலம்

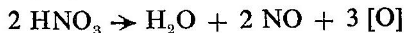

$$2\,HNO_3 \rightarrow H_2O + 2\,NO_3 + [O]$$


$$Cu + [O] \rightarrow CuO$$

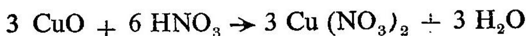

$$CuO + 2\,HNO_3 \rightarrow Cu\,(NO_3)_2 + H_2O$$

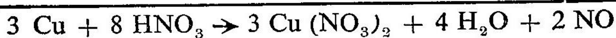

$$Cu + 4\,HNO_3 \rightarrow Cu\,(NO_3)_2 + 2\,H_2O\ 2\,NO_2$$

குளிர்ந்த ஓரளவு செறிவுமிக்க நைட்ரிக் அமிலம்

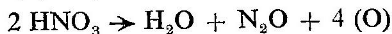

$$2\,HNO_3 \rightarrow H_2O + 2\,NO + 3\,[O]$$


$$3\,Cu + 3\,[O] \rightarrow 3\,CuO$$


$$3\,CuO + 6\,HNO_3 \rightarrow 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 3\,H_2O$$

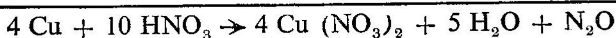

$$3\,Cu + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2\,NO$$

குளிர்ந்த மிக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம்


$$2\,HNO_3 \rightarrow H_2O + N_2O + 4\,(O)$$


$$4\,Cu + 4\,(O) \rightarrow 4\,CuO$$

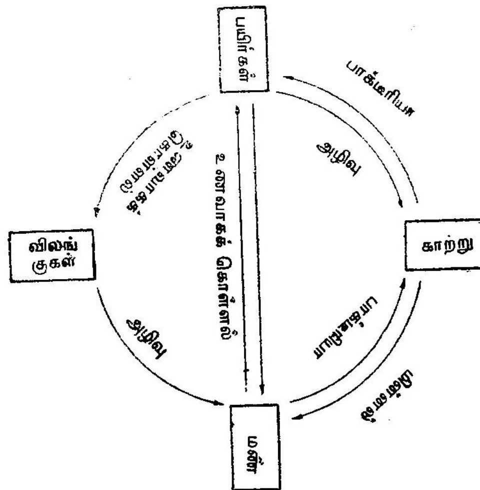

$$4\,CuO + 8\,HNO_3 \rightarrow 4\,Cu\,(NO_3)_2 + 4\,H_2O$$


$$4\,Cu + 10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Cu\,(NO_3)_2 + 5\,H_2O + N_2O$$

(3) தூய நைட்ரிக் அமிலம் உலோகங்களுடன் வினைபுரிவது இல்லை என்று இப்போது கருதப்படுகிறது. மாறாக நைட்ரிக் அமிலத்தில் மிகச் சிறிதளவேனும் நைட்ரஸ் அமிலம் இருப்பின் (Nitrous acid) அது உலோகங்களுடன் வினைபுரிகிறது. இதற்குக் காரணம் நைட்ரஸ் அமிலம் வினைவேகமாற்றியாகச் செயல்படுவதாகும்.

8.22 நைட்ரஜன் சுற்று (Nitrogen Cycle)

நைட்ரஜன் உயிர்ப்பொருள்கள் (விலங்குகள், பயிர்கள்) அனைத்திலும் இருக்கும் ஒரு சிறந்த பகுதிப் பொருள் ஆகும். இது அவற்றின் வளர்ச்சிக்கு மிக மிக இன்றியமையாததும் ஆகும். இது வளிமண்டலத்தில் ஏராளமாக உள்ளது. ஆனால் இதனைப் பயிர்களோ அல்லது விலங்குகளோ நேரடியாகக் காற்றில் இருந்து பெற இயலாது. எனினும் இயற்கையில் நிகழும் சில மாற்றங்களால் இது பயிர்களுக்குக் கிடைக்கிறது. பயிர்களில் இருந்து விலங்கினங்களுக்குக் கிடைக்கிறது. இப்படிப் பயிர்களும் விலங்குகளும் நைட்ரஜனைப் பெறுவதால் வளிமண்டலத்தில் நைட்ரஜனின் அளவு குறைவதில்லை. விலங்குகளும் பயிர்களும் அழிந்து மண்ணோடு மண்ணாக மக்கும்போது நைட்ரஜன் பிரிந்து வளிமண்டலத்துடன் கலக்கிறது. இதனால் நைட்ரஜனின் அளவு மாறாதிருக்கிறது. இப்படி வளிமண்டலத்திலிருந்து உயிரினங்களுக்கும், உயிரினங்களிலிருந்து வளிமண்டலத்திற்கும் நைட்ரஜன் செல்லுதல் நைட்ரஜன் சுற்று (Nitrogen cycle) எனப்படும். இது படம் 8-9ல் காட்டப்பட்டுள்ளது.

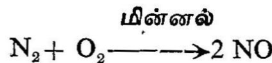


படம் 8.9
நைட்ரஜன் சுழற்சி

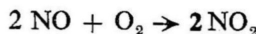
1. காற்றிலிருந்து மண்ணுக்கு (From air to soil)

வளிமண்டலத்தில் உள்ள நைட்ரஜன் பயிர்களுக்கு வேண்டியுள்ள உணவுப் பொருளாக மண்ணினை அடைதல் கீழ்வரும் இயற்கை முறையால் நிகழ்கிறது.

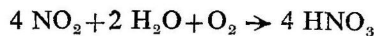
வளிமண்டலத்தில் மின்னல் தோன்றும்போது ஏற்படும் மின் பாய்ச்சலால் காற்றில் உள்ள நைட்ரஜனும் ஆக்சிஜனும் கூடி நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகிறது.


$$N_2 + O_2 \xrightarrow{\text{மின்னல்}} 2\,NO$$

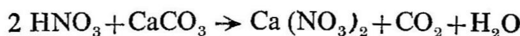
நைட்ரிக் ஆக்சைடு காற்றில் உள்ள மிகுதியான ஆக்சிஜனுல் ஆக்சிகரணம் செய்யப்பட்டு நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடாக மாறுகிறது.


$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$

நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு ஆக்சிஜன் முன்னிலையில் நீருடன் கூடி நைட்ரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.


$$4\,NO_2 + 2\,H_2O + O_2 \rightarrow 4\,HNO_3$$

நைட்ரிக் அமிலம் மழைநீரிற் கரைந்து மண்ணில் விழுகிறது. இங்கு நைட்ரிக் அமிலம் மண்ணில் உள்ள காரப் பொருள்களுடன் (எடுத்துக்காட்டு: $CaCO_3$) வினைபுரிந்து நைட்ரேட் உப்பாக மாறுகிறது. இது பயிர்களுக்கு ஏற்ற உரமாகும்.


$$2\,HNO_3 + CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$$

2. காற்றிலிருந்து பயிர்களுக்கு (From air to plants)

சில குறிப்பிட்ட பயிர்களின் வேர்முடிச்சுக்களில் ஒரு வகையான பாக்டீரியாக்கள் உள்ளன. இவை சிம்பயாடிக் பாக்டீரியா (Symbiotic bacteria) எனப்படும். இவை வளிமண்டலத்தில் உள்ள நைட்ரஜனைப் பயிர்கள் எளிதில் ஏற்றுக்கொள்ளக்கூடிய நைட்ரஜன் சேர்மங்களாக மாற்றும் திறன் உடையன. இதனுல் இவை தொடர்ந்து காற்றில் உள்ள நைட்ரஜனை நைட்ரஜன் சேர்மங்களாக மாற்றிப் பயிர்களுக்கு வழங்குகின்றன.

3. மண்ணிலிருந்து பயிர்களுக்கு (From soil to plants)

பயிர்கள் நிலத்தில் வளரும்போது மண்ணில் உள்ள பல்வேறுபட்ட நைட்ரஜன் சேர்மங்களை அவற்றின் வேர்த்தூவிகள் வழியாக எடுத்துக்கொள்கின்றன. பின்பு பயிர்களில் இந்தச் சேர்மங்கள் ஒளியின் விளைவால் புரோட்டின்களாக மாறுகின்றன.

4. பயிர்களிலிருந்து விலங்குகளுக்கு (From plants to animals)

விலங்குகளின் உயிர் வாழ்க்கைக்கும் வளர்ச்சிக்கும் நைட்ரஜன் மிகவும் இன்றியமையாதது. பயிர்களை உணவாகக் கொள்ளுதல் மூலம் விலங்குகள் இதனைப் பெறுகின்றன. இதனுல் பயிர்களில் இருந்த புரோட்டின்கள் விலங்குப் புரோட்டின்களாக (ani-

mal proteins) மாறுகின்றன. இவை விலங்கின் உடல்களிற் சிதைந்து யூரியா, அமினோ அமிலங்கள் போன்றவைகளாக மாறு கின்றன. எனவே விலங்குகளின் கழிவுப்பொருள்களில் யூரியா, அமினோ அமிலங்கள் ஆகியன உள்ளன.

5. விலங்குகளிலிருந்து மண்ணுக்கு (From animals to soil)

விலங்குகளின் கழிவுப்பொருள்கள் மண்ணில் விழுகின்றன. இவற்றில் நைட்ரஜன் உள்ளது. மேலும் விலங்குகள் இறந்து மண்ணிற் புதையுண்டு மண்ணோடு மண்ணாக மக்குகின்றன. இதில் விலங்குகளில் இருந்த நைட்ரஜன் சேர்மங்கள் "அமோனியா வாக்கும் பாக்டீரியாக்களால்" (ammonifying bacteria) அமோ னியா அல்லது அமோனியம் உப்புக்களாக மாற்றப்படுகின்றன.

6. பயிர்களில் இருந்து மண்ணுக்கு (From plants to soil)

பயிர்கள் பட்டு மண்ணில் விழுந்து அழியும்போது அவற்றில் உள்ள நைட்ரஜனில் ஒருபகுதி "அமோனியாவாக்கும் பாக்டீரியாக் களால்" அமோனியா அல்லது அமோனியம் உப்புக்களாக மாற்றப்பட்டு மண்ணுடன் கலக்கிறது.

7. மண்ணிலிருந்து காற்றுக்கு (From soil to air)

மண்ணில் உள்ள நைட்ரஜன் சேர்மங்கள் தொடர்ந்து "நைட்ரஜனை நீக்கும் பாக்டீரியாக்களால்" (denitrifying bacteria) நீக்கப்படுகின்றன. இதனால் தோன்றும் நைட்ரஜன் காற்றுடன் கலக்கிறது.

இயற்கையில் என்றும் நிற்காத இந்த மாற்றங்கள் இப்படித் தொடர்ந்து நிகழ்ந்து கொண்டிருப்பது நைட்ரஜன் சுற்று எனப் படும்.

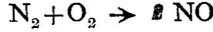
8.23 நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல் (Fixation of Nitrogen)

வளிமண்டலத்தில் இருக்கும் நைட்ரஜனை நைட்ரஜன் சேர்மங் களாக மாற்றுதல் நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தல் எனப்படும். நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தல் கீழ்வரும் முறைகளில் நிகழ்கிறது.

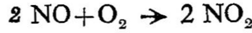
1. பேரளவில் நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தயாரித்தல் (Manufacture of Nitric acid)

பெர்க்லாண்டு ஐடு முறைகளில் நைட்ரிக் அமிலம் உருவாக்கப் படுகிறது. இதில் வளிமண்டலத்தில் உள்ள நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய இரண்டு தனிமங்கள் நைட்ரிக் ஆக்சைடாக மாற்றப்படு கின்றன. இந்த ஆக்சைடு அடுத்த ஆக்சிஜனால் நைட்ரஜன்-டை

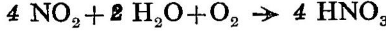
ஆக்சைடாக மாற்றப்பட்டு நீரால் உறிஞ்சப்படுகிறது. இதனால் நைட்ரிக் அமிலம் பெறப்படுகிறது.



$$N_2+O_2 \rightarrow 2\,NO$$



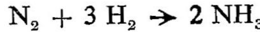
$$2\,NO+O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$



$$4\,NO_2+2\,H_2O+O_2 \rightarrow 4\,HNO_3$$

2. பேரளவில் அமோனியாவைத் தயாரித்தல் (Manufacture of Ammonia)

காற்றில் உள்ள நைட்ரஜன் ஹேபர் முறையில் அமோனியாவாக மாற்றப்படுகிறது. இந்த முறையில் நைட்ரஜனும் ஆக்சிஜனும் 1:3 என்னும் விகிதத்திற் கலந்த கலவை, மிகுந்த அழுத்தத்திற்கு அமுக்கப்பட்டு ஏறத்தாழ 500°C வெப்பநிலையில் உள்ள வினைவேக மாற்றி (பிளாட்டினம்)யின்மீது செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் அமோனியா கிடைக்கிறது.



$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

3. பேரளவில் கால்சியம் சயனமைடைத் தயாரித்தல் (Manufacture of Calcium Cyanamide)

காற்றிலிருந்து பிரித்து எடுக்கப்பட்ட நைட்ரஜன் 800°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடாக்கப்பட்ட கால்சியம் கார்பைடு மீது செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் கால்சியம் சயனமைடு தோன்றுகிறது.

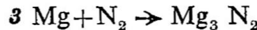


$$Ca\,C_2 + N_2 \rightarrow CaN\,CN + C$$

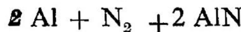
கால்சியம் சயனமைடு மிகவும் சிறந்த உரம் ஆகும்.

4. நைட்ரைடுகளைத் தயாரித்தல் (Preparation of Nitrides):

நைட்ஜன் ஓட்டத்தில் மக்னீசியம் அல்லது அலுமினியத்தைச் சூடாக்கினால் நைட்ரைடுகள் உண்டாகின்றன.

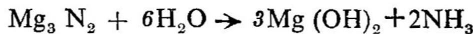


$$3\,Mg+N_2 \rightarrow Mg_3\,N_2$$



$$2\,Al + N_2 + 2\,AlN$$

இவை நீராற் சிதைந்து அமோனியாவை வெளியிடுகின்றன.



$$Mg_3\,N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg\,(OH)_2+2NH_3$$



$$AlN + 3H_2O \rightarrow Al\,(OH)_3+NH_3$$

5. இயற்கையில் நைட்ரஜனைத் தயாரித்தல் (Fixation of Nitrogen in Nature):

வளிமண்டலத்தில் ஏற்படும் மின்னல்களால் காற்றில் உள்ள நைட்ரஜன் ஆக்சிஜன் இரண்டும் கூடி நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டா

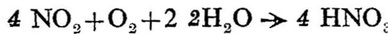
கிறது. இது காற்றில் உள்ள மிகுதியான ஆக்சிஜனால் நைட்ரஜன் டை-ஆக்சைடாக மாறுகிறது. இது மழைநீரிற் கரைந்து நைட்ரிக் அமிலமாகி மண்ணை அடைகிறது. இங்கு நைட்ரிக் அமிலம் மண்ணில் உள்ள காரங்களுடன் (எடுத்துக்காட்டு : கால்சியம் கார்பனேட்) வினைபுரிந்து நைட்ரேட் உப்புக்களை உண்டாக்குகிறது. இந்த மாற்றங்கள் கீழே குறிக்கப்பட்டுள்ளன:



$$N_2+O_2 \rightarrow 2NO$$



$$2NO+O_2 \rightarrow 2NO_2$$



$$4\ NO_2+O_2+2\ 2H_2O \rightarrow 4\ HNO_3$$



$$2\ HNO_3+CaCO_3 \rightarrow Ca\ (NO_3)_2+CO_2+H_2O.$$

வினாக்கள்

1. பாஸ்பரஸ், கார்பன், குரோமியம், அலுமினியம் ஆகியவற்றுடன் (அ) அடர்நைட்ரிக் அமிலம் (ஆ) நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் ஆகியன புரியும் வினைகளாற் கிடைக்கும் வினைபொருள்கள் யாவை? வேண்டும் இடங்களில் சமன்பாடுகளைத் தருக.

2. நைட்ரிக் அமிலம் பேரளவில் எப்படி தயாரிக்கப்படுகிறது? கீழ்வரும் உலோகங்களுடன் அதன் வினையை விவரிக்க: மக்னீசியம், துத்தநாகம், தாமிரம், இரும்பு. (செ. ப. செப்டம்பர் 62)

3. நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தயாரிக்கப் பயன்படும் தற்கால முறைபற்றிய விவரிப்பைத் தருக. உலோகங்களுடன் நைட்ரிக் அமிலம் புரியும் வினையைக் குறிக்க. (செ. ப. செப்டம்பர் 63)

4. நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடைத் தயாரிப்பதை விவரித்துப் பண்புகளை குறிப்பிடுக. (செ. ப. செப்டம்பர் 64)

5. நைட்ரஸ் ஆக்சைடு தயாரிக்கப்படும் விதத்தை விவரித்துப் பண்புகளையும் விவரிக்க. (செ. ப. செப்டம்பர் 65)

6. உலோகங்களுடன் நைட்ரிக் அமிலம் புரியும் வினைகளை விவரிக்க. (செ. ப. செப்டம்பர் 66)

7. நைட்ரிக் அமிலத்திலிருந்து நைட்ரஜனின் ஏதாவது இரண்டு ஆக்சைடுகளை உருவாக்கும் விதத்தை விவரிக்க. இப்படி உருவாக்கப்படும் ஆக்சைடுகளின் பண்புகளைக் குறிப்பிடுக. (செ. ப. செப்டம்பர் 66)

8. நைட்ரஸ் அமிலத்தின் நீர்க்கரைசல் எப்படி தயாரிக்கப்படுகிறது? இந்த அமிலத்தில் வெப்பத்தால் ஏற்படும் விளைவை விவரிக்க. (செ. ப. ஏப்ரல் 67)

9. நைட்ரஜன் பெராக்சைடைத் தயாரிக்கும் முறையையும் அதன் பண்புகளையும் விவரிக்க. (செ. ப. செப்டம்பர் 67)

10. உலோகங்களுடனும் அலோகங்களுடனும் நைட்ரிக் அமிலம் புரியும் வினையை விவரிக்க. வேண்டிய இடங்களிற் சமன்பாடுகளைத் தருக. (செ. ப. செப்டம்பர் 87)

11. நைட்ரிக் ஆக்சைடின் தயாரிப்பு, பண்புகள் ஆகியவற்றை விவரிக்க.
(செ. ப. செப்டம்பர் 68)

12. நைட்ரஜனில் ஆக்சைடுகள் பற்றிச் சுருக்கமாக விவரிக்க.
(செ.ப, செப்டம்பர் 59)

13. நைட்ரஜன் சுழற்சி என்பது பற்றி விவரிக்க

14. நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல் என்பது யாது? இயற்கையில் நிகழும் நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தலையும், செயற்கையில் ஏற்படும் நைட்ரஜனை நிலைப் படுத்தலையும் விவரிக்க.

9. பாஸ்பரஸ்
(Phosphorus)

9.1 பாஸ்பரஸ் (Phosphorus)

பிராண்டு (Brand) என்பவர் 1669 ஆம் ஆண்டு சிறுநீருடன் மணலைக் கலந்து காய்ச்சி வடிக்கும்போது பாஸ்பரஸை முதன் முதலாகக் கண்டறிந்தார். பின்னர் இதனை பாயில் (Boyle) என்பவர் 1680 ஆம் ஆண்டு மீண்டும் தன் ஆய்வுகளின் முடிவாகக் கண்டறிந்தார். இருப்பினும் அவர் அதுபற்றிய குறிப்புக்களை இறக்கும்வரை வெளியிடாமலேயே இருந்துவிட்டார். ஸ்கீல் (Scheele) என்பவர் 1771 ஆம் ஆண்டு இதனை எலும்புச் சாம்பலில் (Bone ash) இருந்து பிரிக்கும் முறையைக் கண்டறிந்து வெளியிட்டார். அதற்கு அடுத்த ஆண்டு லவாய்சியர் (Lavoisier) தம்முடைய எரிதல் பற்றிய ஆய்வுகளின் முடிவாக பாஸ்பரஸ் ஒரு தனிமம் என்பதை மெய்ப்பித்தார். பாஸ்பரஸ் என்னுஞ் சொல் 'இருளில் ஒளிர்தல்' என்று பொருள்படும்.

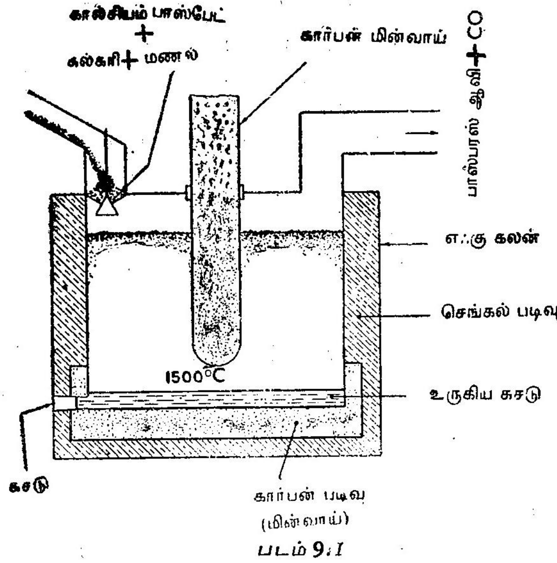
பாஸ்பரஸ் இயற்கையில் தனிமநிலையிற் கிடைப்பதில்லை. மாறாக, பிற தனிமங்களுடன் கூடிய நிலையிற் சேர்மங்களாகக் கிடைக்கிறது. எடுத்துக்காட்டுகள் :

1. பாஸ்போரைட் (Phosphorite) : $Ca_3 (PO_4)_2$
2. குளோரர் அப்பட்டைட் (Chlorapatite); $Ca_3 (PO_4)_2 CaCl_2$
3. ப்ளோரர் அப்பட்டைட் (Fluorapatite); $3Ca_3(PO_4)_2 CaF_2$
4. விவியனைட் (Vivianite) : $Fe_3 (PO_4)_2 8 H_2O$

இவையன்றி உயிரினங்களின் எலும்புகள், பற்கள் போன்றவற்றில் இது கால்சியம் பாஸ்பேட்டாகக் கிடைக்கிறது.

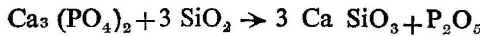
9.2 பிரித்தெடுத்தல் (Extraction)

பாஸ்பரஸ் தாதுப்படிவுகளில் (mineral deposits) அல்லது எலும்புச் சாம்பலில் இருக்கும் கால்சியம் ஃபாஸ்ஃபேட் (Calcium Phosphate)-டில் இருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இதற்காக மின் உலை (Electrical furnace) பயன்படுகிறது. [படம் 9.1]



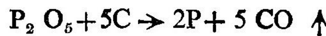
படம் 9.1
பாஸ்பரஸ் தயாரிப்பு

கால்சியம் ஃபாஸ்ஃபேட், மணல், கல்கரி (Coke) ஆகிய மூன்றும் கலந்த கலவை மின் உலையில் 1500°C வெப்பநிலைவரை சூடாக்கப் படுகிறது. இதனால் மணல் (சிலிகா) கால்சியம் பாஸ்பேட்டுடன் வினைபுரிந்து பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்சைடை (Phosphorus Pent-oxide) இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.



$$Ca_3(PO_4)_2 + 3\,SiO_2 \rightarrow 3\,Ca\,SiO_3 + P_2O_5$$

இந்த பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்சைடு கல்கரியால் குறைவுற்று (reduced) பாஸ்பரஸைத் தருகிறது.



$$P_2O_5 + 5C \rightarrow 2P + 5\,CO \uparrow$$

இந்த முறை ஒரு மின்வெப்ப முறை (Electrothermal method) ஆகும். இதில் மின்சாரம் மிகுந்த வெப்பநிலையை உண்டாக்க மட்டுமே பயன்படுகிறது. இந்த முறையில் தோன்றும் கால்சியம்

சிலிகேட் ($CaSiO_3$) கசடாக (slag) அடியில் தங்குகிறது. அது அவ்வப்போது அடியில் உள்ள திறப்பு வழியாக நீக்கப்படுகிறது. பாஸ்பரஸ் ஆவியாகி மேலுள்ள திறப்பு வழியாக வெளியேறுகிறது. அது நீரினுட் பாய்ச்சப்பட்டுக் குளிர்விக்கப்பட்டுத் திண்மமாகப் (Solid) பெறப்படுகிறது.

9.3 தூய்மையாக்கல் (Purification)

பிரித்தெடுக்கப்பட்ட பாஸ்பரஸ் தூய்மையானது அன்று. எனவே, அது தூய்மையாக்கப்பட வேண்டும். இதற்காகப் பாஸ்பரஸ் சூடான நீரினுள் உருக்கப்பட்டுக் குரோமிக் அமிலத்துடன் கலக்கப்படுகிறது. இதனால் சில மாசுகள் (impurities) ஆக்சிகரணம் அடைந்து கசடாகப் பிரிகின்றன. உருகிய பாஸ்பரஸ் அதன்பின் மெல்லியாட்டுத்தோல் வழியாக வடிக்கப்படுகிறது. இதனால் நிறமற்ற தூய பாஸ்பரஸ் கிடைக்கிறது. இது கட்டிகளாக வார்க்கப்பட்டு (Casting) நீரின் அடியில் வைத்துப் பாதுகாக்கப்படுகிறது.

9.4 புறவேற்றுமை வடிவங்கள் (Allotropic Modifications)

பாஸ்பரஸ் என்னும் தனிமம் புறவேற்றுமைப் பண்பு (allotropy) உடையது. இது பல புறவேற்றுமை வடிவங்களில் நிலவுகிறது.

அவை

1. வெள்ளை அல்லது மஞ்சள் பாஸ்பரஸ்
2. சிவப்பு பாஸ்பரஸ்
3. கருஞ்சிவப்பு பாஸ்பரஸ்
4. ஊதா பாஸ்பரஸ்
5. கருப்பு பாஸ்பரஸ்

ஆனால் இவற்றுள் பின்னவை மூன்றும் எந்த அளவிற்கு உண்மையான புறவேற்றுமை வடிவங்கள் என்பது உறுதியாகத் தெரியவில்லை. எனவே முன்னவை இரண்டும் நன்கு தெரிந்த பாஸ்பரஸின் புறவேற்றுமை வடிவங்கள் ஆகும்.

(அ) வெள்ளை பாஸ்பரஸ் (White phosphorus)

கால்சியம் பாஸ்பேட்டில் இருந்து பிரித்தெடுக்கப்பட்ட பாஸ்பரஸ் வெள்ளை பாஸ்பரஸ் ஆகும்.

1. பௌதிகப் பண்புகள் (Physical Properties)

(i) இது நிறத்தால் வெண்மையானது. ஆனால் இதில் ஒளி படின் இதன் பரப்பு வெளிர்மஞ்சளாக மாறுகிறது. எனவே இது மஞ்சள் பாஸ்பரஸ் என்றும் சொல்லப்படும்.

(ii) இது மெழுகு போன்றது. இது குறைந்த வெப்பநிலைகளில் எரியும் (35°C) உருகும் (44°C) தன்மை உடையது.

(iii) இது உள்ளிப் பூண்டின் (Garlic) மணம் உடையது; நச்சுத்தன்மை உடையது.

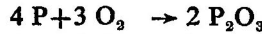
(iv) இது நீரிற் கரைவதில்லை; ஆனால் கார்பன்டை சல்ஃபைடிற் கரைகிறது.

(v) இது இருளில் ஒளிரும் இயல்புடையது.

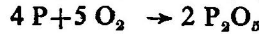
(vi) இது காற்றில் தீப்பிடித்து எரிகிறது. எனவே, இது நீரின் அடியில் வைத்துக் காக்கப்படுகிறது.

2. வேதிப் பண்புகள் (Chemical (Properties)

(i) இது காற்றில தீப்பிடித்து எரிந்து ஆக்சைடுகளாக மாறுகிறது.



$$4\,P + 3\,O_2 \rightarrow 2\,P_2O_3$$



$$4\,P + 5\,O_2 \rightarrow 2\,P_2O_5$$

(ii) இது சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசலிற் கலக்கப் பட்டுச் சூடாக்கப்பட்டால் பாஸ்ஃபீன் (Phosphine) என்னும் வாயுவைத் தருகிறது.



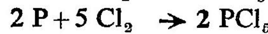
$$4\,P + 3\,NaOH + 3\,H_2O \rightarrow PH_3 \uparrow + 3\,NaH_2\,PO_2$$

பாஸ்ஃபீன்

(iii) இது சாதாரண வெப்பநிலைகளிலேயே குளோரினுடன் கூடிக் குளோரைடுகளைத் தருகிறது.



$$2\,P + 3\,Cl_2 \rightarrow 2\,PCl_3$$



$$2\,P + 5\,Cl_2 \rightarrow 2\,PCl_5$$

(iv) இது ஒரு குறைப்பான். இது அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தை நைட்ரஜன் டைஆக்சைடாகக் குறைக்கிறது. இந்த வினையில் இது பாஸ்பாரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.



$$4P + 10\,NHO_3 + H_2O \rightarrow 4\,H_3PO_4 + 5\,NO \uparrow + 5NO_2 \uparrow$$

(ஆ) சிவப்பு பாஸ்பரஸ் (Red Phosphorus)

மிகச் சிறிதளவு அயோடினை வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படுத்தி மஞ்சள் பாஸ்பரஸை 240°—250°C வெப்பநிலைவரை சூடாக்கினாற் சிவப்பு பாஸ்பரஸ் கிடைக்கிறது.

சிவப்பு பாஸ்பரஸ் தொழிற்சாலைகளில் காற்று நீக்கப்பட்ட கலனில் வெள்ளை பாஸ்பரஸை 260°C வெப்பநிலைவரை சூடாக்கிப் பெறப்படுகிறது. இப்படிக் கிடைக்கும் சிவப்பு பாஸ்பரசிற் சிறிதளவு வெள்ளை பாஸ்பரஸ் இருக்கிறது. இது சிவப்பு பாஸ்பரஸை சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசலுடன் சேர்த்துக் கொதிக்க வைத்தால் நீங்குகிறது.

1. பௌதிகப் பண்புகள் (Physical properties)

(i) இது சிவப்பு நிறமானது.

(ii) இது மணமற்றது: நச்சுத்தன்மை இல்லாதது.

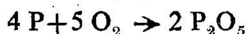
(iii) இது நீர், கார்பன் டைசல்பைடு ஆகிய இரண்டிலும் கரைவதில்லை.

(iv) இது 260°C வெப்பநிலையில் எரிகிறது.

2. வேதிப் பண்புகள் (Chemical Properties)

(i) இது வெள்ளை பாஸ்பரஸைவிட வீரியம் குறைந்தது. நிலைத்தன்மை உடையது.

(ii) இது சாதாரண வெப்பநிலைகளில் தீப்பிடித்து எரிவதில்லை. மாறாக 260°C-ல் தீப்பிடித்து எரிந்து ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

(iii) இது சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைபுரிவதில்லை.

(iv) இது சூடாக்கப்பட்டாற் குளோரினுடன் கூடுகிறது.

(இ) வெள்ளை, சிவப்பு பாஸ்பரஸ்களின் வேறுபாடுகள் (Differences between White and Red Phosphorus)

வெள்ளை பாஸ்பரஸ். சிவப்பு பாஸ்பரஸ் ஆகிய இரண்டு புறவேற்றுமை வடிவங்களுக்கும் இடையில் உள்ள குறிப்பிடத்தக்க வேறுபாடுகள் கீழே அட்டவணைப் படுத்தப் பட்டுள்ளன.

பண்புகள்	வெள்ளை பாஸ்பரஸ்	சிவப்பு பாஸ்பரஸ்
1. நிலை	வெளிர் மஞ்சள் திண்மம்	சிவப்பு நிறப் பொடி
2. மணம்	உள்ளிப் பூண்டின் மணம்	மணமற்றது
3. அடர்த்தி	1.83	2·2
4. எரி வெப்பநிலை	35°C	260°C
5. கரைதிறன்	CS_2 இல் கரைகிறது	CS_2 இல்கரைவதில்லை
6. ஒளிர்தல்	இருளில் ஒளிர்கிறது	ஒளிர்வதில்லை
7. குளோரினுடன் வினை	உடனடியாகக் கூடுகிறது	வெப்பத்தாற் கூடுகிறது
8. சூடான NaOH உடன் வினை	பாஸ்ஃபீனை உண்டாக்குகிறது	வினைபுரிவதில்லை
9. நச்சுத்தன்மை	உடையது	இல்லை

(ஈ) பிற புறவேற்றுமை வடிவங்கள் (Other allotropic modifications)

1. கருஞ்சிவப்பு பாஸ்பரஸ் (Scarlet Phosphorus)

மஞ்சள் பாஸ்பரசை "பாஸ்பரஸ் ட்ரைபுரோமைடு" (Phosphorus tribromide) நீர்மத்திற் கரைத்துக் கொதிக்கவைத்தால் கருஞ்சிவப்பு பாஸ்பரஸ் கிடைக்கிறது. இது நன்றாகத் தூளான சிவப்பு பாஸ்பரஸ் என்றே கருதப்படுகிறது. எனவே இது சிவப்பு பாஸ்பரசைவிட மிக்க வினைபுரிதிறனை உடையது.

2. ஊதா பாஸ்பரஸ் (Violet Phosphorus)

இது மஞ்சள் பாஸ்பரசைச் சிறிதளவு சோடியம் கலந்து மிகுந்த அழுத்தத்தில் 200°C வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கினாற் கிடைக்கிறது. இது நிலைத்தன்மை இல்லாதது. இதைச் சூடாக்கினால் மஞ்சள் பாஸ்பரசாக மாறுகிறது.

3. கருப்பு பாஸ்பரஸ் (Black Phosphorus)

இது மஞ்சள் பாஸ்பரசை 1200 வளி அழுத்தத்தில் 200°C வெப்பநிலைவரை சூடாக்கினாற் கிடைக்கிறது. இது இரும்பின் நிறம் கொண்டது. இது மின்சாரத்தை நன்கு கடத்துகிறது.

9.5 பாஸ்பரஸின் பயன்கள் (Uses of Phosphorus)

(i) இது தீப்பெட்டித் தொழிற்சாலைகளிற் பெரிதும் பயன் படுகிறது.

(ii) இது பாஸ்போர் வெண்கலம் (Phosphor Bronze) என்னும் உலோகக்கலவையை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது. இக் கலவையில் தாமிரம், தகரம், பாஸ்பரஸ் ஆகிய மூன்றும் உள்ளன.

(iii) இது வெடிகுண்டுகள், புகைத்திரைகள் (Smoke Screens), மத்தாப்புக்கள் ஆகியவற்றை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

(iv) வெள்ளை பாஸ்பரஸ் எலிகளைக் கொல்லப் பயன்படுகிறது.

9.6 ஆக்சைடுகள் (Oxides)

பாஸ்பரஸ் மூன்று ஆக்சைடுகளை உண்டாக்குகிறது. அவை

(1) பாஸ்பரஸ் ஆக்சைடு P_2O_3

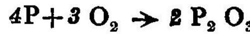
(2) பாஸ்பாரிக் ஆக்சைடு P_2O_5

(3) பாஸ்பரஸ் டெட்ராக்சைடு P_2O_4

1. பாஸ்பரஸ் ஆக்சைடு (Phosphorus Oxide)

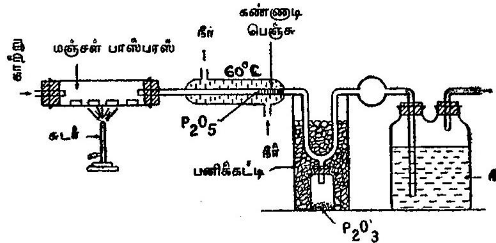
(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

இந்த ஆக்சைடு பாஸ்பரஸ் ட்ரைஆக்சைடு என்றும் பெயர் பெறும். இது கீழ்வரும் முறையில் உருவாக்கப்படுகிறது. படம் 9.2-ல் காட்டியுள்ள கருவியிற் குறைந்த காற்றோட்டத்தில் பாஸ்பரஸ் எரிக்கப்படுகிறது. இதனால் பாஸ்பரஸ் ட்ரைஆக்சைடு உண்டாகிறது.



$$4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$$

இதிற் சிறிதளவு பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்சைடும் (P_2O_5) உண்டாகிறது. இவை இரண்டும் குளிர்விக்கப்படுகையில் பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்சைடு பிரிந்து திண்மமாக மாறுகிறது. இத் திண்மம் கண்ணாடிப் பஞ்சால் வடிகட்டி நீக்கப்படுகிறது. இவ்வாறு தூய்மைசெய்யப்பட்ட பாஸ்பரஸ் ட்ரைஆக்சைடு அதன்பின் உறைகலவையாற் குளிர்விக்கப்பட்டுத் திண்மமாகச் சேகரிக்கப் படுகிறது.



படம் 9.2
பாஸ்பரஸ் ஆக்சைடு தயாரிப்பு

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(i) இது மெழுகு போன்றது; வெண்மை நிறம் உடையது.

(ii) இது உள்ளிப்பூண்டின் மணம் (Garlic Odour) உடையது.

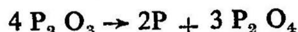
(iii) இது ஆவி நிலையில் இரட்டை மூலக்கூறுகளாக (dimers) நிலவுகிறது. எனவே இதன் மூலக்கூற்று வாய்பாடு $P_4 O_6$ என்று கூறப்படும்.

(iv) இது காற்றிற் சூடாக்கப்பட்டால் எரிந்து பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்சைடாக மாறுகிறது.



$$P_2O_3 + O_2 \rightarrow P_2 O_5$$

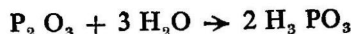
(v) இது 210° C வெப்பநிலைக்கு மேல் சிதைகிறது.



$$4 P_2 O_3 \rightarrow 2P + 3 P_2 O_4$$

சிவப்பு பாஸ்பரஸ் டெட்ராக்சைடு

(vi) இது குளிர்ந்த நீரில் மெதுவாகக் கரைந்து பாஸ்பரஸ் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.



$$P_2 O_3 + 3 H_2O \rightarrow 2 H_3 PO_3$$

(vii) இது ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்துடன் கூடிப் பாஸ்பரஸ் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

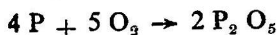


$$P_2O_3 + 3 HCl \rightarrow H_3 PO_3 + PCl_3$$

2. பாஸ்பாரிக் ஆக்சைடு (Phosphoric Oxide)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

இந்த ஆக்சைடு பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்சைடு என்றும் பெயர் பெறும். இது பாஸ்பரசை மிகுதியான காற்று அல்லது ஆக்சிஜனில் எரித்து உருவாக்கப்படுகிறது.



$$4 P + 5 O_2 \rightarrow 2 P_2 O_5$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

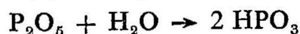
(i) இது வெண்மை நிறமுடைய தூள். இது 250°C வெப்ப நிலையில் எந்தமாற்றமும் அடையாமல் பதங்கமாகிறது (Sublimes).

(ii) இது இரட்டை மூலக்கூறுகளாக நிலவுவதை இதன் ஆவி அடர்த்தி குறிக்கிறது. எனவே இது $P_4 O_{10}$ என்றும் குறிக்கப்படும்.

(iii) இது இயற்கையில் நீரினை உறிஞ்சும் இயல்புடையது (hygroscopic). எனவே இது ஈரம் நீக்கும் பொருளாகப் (dehydrating agent) பயன்படுகிறது.

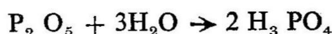
(iv) இது பல பொருள்களிருந்து நீரின் கூறுகளை நீக்குகிறது. இதனால் இதில் காகிதம், மரம், சர்க்கரை போன்றவை நீரின் தனிமங்களை (H_2, O_2) இழந்து கரியாகின்றன.

(v) இது குளிர்ந்த நீரில் ஒலியுடன் கரைந்து மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலத்தைத் தருகிறது.



$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\,HPO_3$$

(vi) இது சூடான நீரிற் கரைந்து ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலத்தைத் தருகிறது.



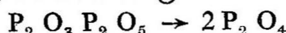
$$P_2\,O_5 + 3H_2O \rightarrow 2\,H_3\,PO_4$$

3. பாஸ்பரஸ் டெட்ராக்சைடு (Phosphorus tetraoxide)

இது பாஸ்பரஸ் ஆக்சைடு, பாஸ்பாரிக் ஆக்சைடு ஆகிய இரண்டின் ஆக்சைடுக் கலவையாகும்.

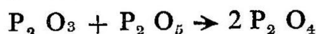
$$P_2\,O_3\,P_2\,O_5 \rightarrow 2\,P_2\,O_4$$

பாஸ்பரஸ் ஆக்சைடு ($P_2\,O_3$), பாஸ்பாரிக் ஆக்சைடு ($P_2\,O_5$) ஆகிய இரண்டின் கலவையை ஒரு மூடிய கலனில் 290° C வெப்ப நிலைக்குச் சூடாக்கினால் இந்த ஆக்சைடு உண்டாகிறது.



$$P_2\,O_3 + P_2\,O_5 \rightarrow 2\,P_2\,O_4$$

இது நிறமற்ற பளபளப்பான திண்மப் பொருள். இது 180°C வெப்ப நிலையில் பதங்கமாகிறது. இது நீரிற் கரைந்து சம அளவில் பாஸ்பரஸ் அமிலம், பாஸ்பாரிக் அமிலம் ஆகிய இரண்டையும் தருகிறது.



$$P_2\,O_4 + 3\,H_2O \rightarrow H_3\,PO_3 + H_3\,PO_4$$

9.7 ஆக்சி-அமிலங்கள் (Oxy-acids)

பாஸ்பரசின் ஆக்சைடுகள் நீரிற் கரைந்து பல ஆக்சி அமிலங்கள் உண்டாகின்றன. அவற்றுள் குறிப்பிடத்தக்க அமிலங்களும் அவற்றின் வாய்பாடுகளும் கீழே அட்டவணைப் படுத்தப் பட்டுள்ளன:

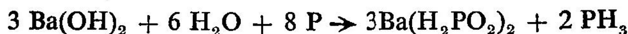


ஆக்சி-அமிலம்	வாய்பாடு
1. ஹைப்போ பாஸ்பரஸ் அமிலம்	$H_3\,PO_3$
2. பாஸ்பரஸ் அமிலம்	$H_3\,PO_3$
3. ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்	$H_3\,PO_4$
4. மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலம்	HPO_3
5. பைரோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்	$H_4\,P_2\,O_7$

9·8 ஹைப்போ பாஸ்பரஸ் அமிலம் (Hypo Phosphorus Acid)

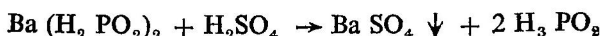
(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

வெள்ளை பாஸ்பரசைப் பேரியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசலிற் சேர்த்துச் சூடாக்கினால் பேரியம் ஹைப்போ பாஸ்பைட் $[Ba(H_2PO_2)_2]$ கிடைக்கிறது.



$$3\,Ba(OH)_2 + 6\,H_2O + 8\,P \rightarrow 3Ba(H_2PO_2)_2 + 2\,PH_3$$

பேரியம் ஹைப்போ பாஸ்பைட்டை வடிகட்டி எடுத்துக் கணக்கிடப்பட்ட அளவுள்ள நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்தால் ஹைப்போ பாஸ்பரஸ் அமிலம் உண்டாகிறது.



$$Ba(H_2PO_2)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2\,H_3PO_2$$

பேரியம் சல்பேட் வடிகட்டி நீக்கப்படுகிறது. கரைசல் 0°C வெப்ப நிலைக்குக் குளிர்விக்கப்படுகிறது. இதனால் அமிலம் படிகங்களாகப் பிரிகிறது.

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(i) இது நிறமற்ற படிகப்பொருள்

(ii) இது நீரில் உடனடியாகக் கரைகிறது.

(iii) இது வெப்பத்தாற் சிதைகிறது; இதனால் பாஸ்பீனும் ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலமும் உண்டாகின்றன.



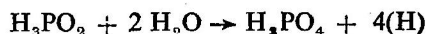
$$2\,H_3PO_2 \rightarrow PH_3 \uparrow + H_3PO_4$$

(iv) இது வீரியமிக்க அமிலம். இது காரங்களுடன் வினை புரிந்து ஹைப்போ பாஸ்பைட் உப்புக்களைத் தருகிறது.



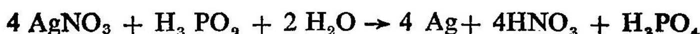
$$H_3PO_2 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_2 + H_2O$$

(v) இது ஒரு குறைப்பான். இது கீழ்வருமாறு சிதைதலால் இதன் குறைப்புப் பண்பு ஏற்படுகிறது.



$$H_3PO_2 + 2\,H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 4(H)$$

இது தங்கம், வெள்ளி ஆகிய உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களில் இருந்து வீழ்படிவாகப் பிரிக்கிறது.



$$4\,AgNO_3 + H_3PO_2 + 2\,H_2O \rightarrow 4\,Ag + 4HNO_3 + H_3PO_4$$

இது குளோரின், அயோடின் ஆகியவற்றை அவற்றின் ஹைட்ரஜன் அமிலங்களாகக் குறைக்கிறது.

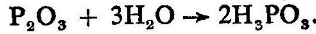


$$H_3PO_2 + 2\,Cl_2 + 2\,H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 4\,HCl.$$

9·9 பாஸ்பரஸ் அமிலம் (Phosphorus Acid)

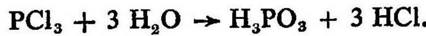
(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

(1) குளிர்ந்த நீரில் பாஸ்பரஸ் டிரைஆக்சைடைக் கரைத்தால் பாஸ்பரஸ் அமிலம் உண்டாகிறது.



$$P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3.$$

(2) பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடைக் குளிர்ந்த நீரின் வழியாகச் செலுத்தினுல் அது நீராற்பகுத்தலுக்கு (hydrolysis) உள்ளாகிறது. இதனுல் பாஸ்பரஸ் அமிலம் தோன்றுகிறது.



$$PCl_3 + 3\,H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3\,HCl.$$

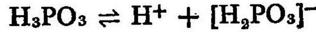
(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(i) இது வெண்மை நிறமுள்ள திண்மம்.

(ii) இது நீர் உறிஞ்சும் தன்மை உடையது.

(iii) இது நீரில் மிகுதியாகக் கரைகிறது.

(iv) இது "காரத்துவம்" (Basicity) இரண்டு உடையது. எனவே இது கீழ்வருமாறு பிரிகை அடைகிறது.



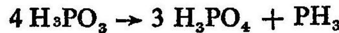
$$H_3PO_3 \rightleftharpoons H^+ + [H_2PO_3]^-$$



$$[H_2PO_3]^- \rightleftharpoons H^+ + [HPO_3]^{2-}$$

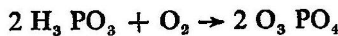
இது பாஸ்பைட்டுகள் (Phosphites) என்னும் உப்புக்களை உண்டாக்குகிறது.

(v) இது வெப்பத்தால் பாஸ்போரிக் அமிலம், பாஸ்பீன் ஆகிய இரண்டு பொருள்களாகச் சிதைகிறது.



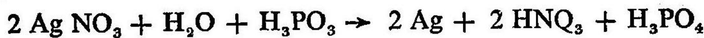
$$4\,H_3PO_3 \rightarrow 3\,H_3PO_4 + PH_3$$

(vi) இதுஒரு திறன்மிக்க குறைப்பான்; இதனுல் இது காற்றில் உள்ள ஆக்சிஜனுல் பாஸ்போரிக் அமிலமாக ஆக்சிகரணம் அடைகிறது.



$$2\,H_3\,PO_3 + O_2 \rightarrow 2\,O_3\,PO_4$$

(vii) இது தாமிரம், வெள்ளி, தங்கம் ஆகிய உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களில் இருந்து பிரித்து வீழ்படிவாக்குகிறது.



$$2\,Ag\,NO_3 + H_2O + H_3PO_3 \rightarrow 2\,Ag + 2\,HNQ_3 + H_3PO_4$$

9·10 ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம் (Ortho Phosphoric Acid)

இது பாஸ்பாரிக் அமிலம் என்றும் பெயர் பெறும். இது பாஸ்பரசின் அனைத்து ஆக்சி அமிலங்களிலும் மிகச் சிறந்ததாகும்.

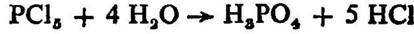
(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

( ) இது பாஸ்பாரிக் ஆக்சைடைக் கொதிக்கும் நீரிற் கரைத்தால் தோன்றுகிறது.



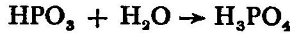
$$P_2O_5 + 3\,H_2O \rightarrow 2\,H_3\,PO_4$$

(2) இது பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்குளோரைடை நீராற் பகுப்பின் (hydrolysis) தோன்றுகிறது.



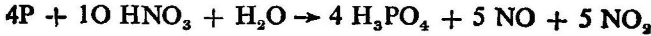
$$PCl_5 + 4\,H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5\,HCl$$

(3) இது மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் நீர்க்கரைசலைக் கொதிக்க வைப்பினும் தோன்றுகிறது.



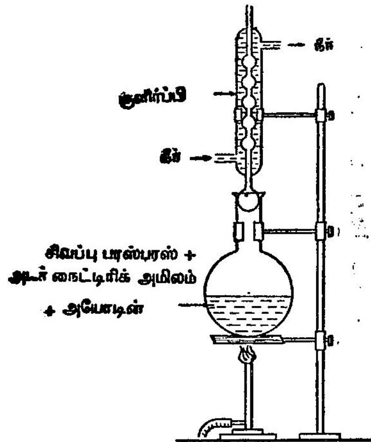
$$HPO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$$

(4) இது சிவப்பு பாஸ்பரசை அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தால் ஆக்சிகரணம் செய்யின் தோன்றுகிறது.



$$4P + 10\,HNO_3 + H_2O \rightarrow 4\,H_3PO_4 + 5\,NO + 5\,NO_2$$

இந்த வினையில் மிகச் சிறிதளவு அயோடின் வினைவேக மாற்றியாகச் செயல்படுகிறது. இந்தத் தயாரிப்பு "ஆவி மீள் குளிர்ப்புக் கலன்" (Reflux Condenser) பொருத்தப்பட்ட குடுவையில் [படம் 9.3] நிகழ்த்தப்படுகிறது.



படம் 9·3

தூய பாஸ்பாரிக் அமிலத்தைத் தயாரித்தல்

குடுவையில் உள்ள கரைசலில் இருந்து ஆவி வெளிவருதல் நிற்கும்வரை கரைசல் வெப்பப்படுத்தப்பட்டுச் செறிவு மிகுக்கப்

படுகிறது. அதன்பின் இக் கரைசல் ஒரு வெற்றிட உலர்த்தும் கலனில் (Vacuum desiccator) வைக்கப்பட்டு உறைகலவையால் குளிர்விக்கப்படுகிறது. இதனால் அமிலம் படிகங்களாகப் பிரிகிறது.

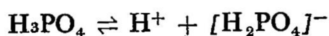
(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(i) இது நிறமற்ற படிகப் பொருள்.

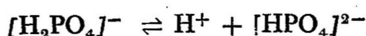
(ii) இது நீர் உறிஞ்சும் இயல்புடையது.

(iii) இது நச்சுத்தன்மை இல்லாதது.

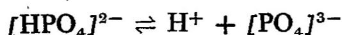
(iv) இது நீரிற் கரையும் திறன் உடையது. இது கரைசலிற் கீழ்வருமாறு அயனிகளாகப் பிரிகை அடைகிறது.



$$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + [H_2PO_4]^-$$

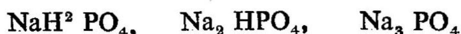


$$[H_2PO_4]^- \rightleftharpoons H^+ + [HPO_4]^{2-}$$



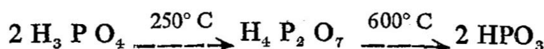
$$[HPO_4]^{2-} \rightleftharpoons H^+ + [PO_4]^{3-}$$

இது காரங்களுடன் வினைபுரிந்து மூன்று வகையான உப்புக்களை உண்டாக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டுக்கள் :



$NaH^2 PO_4$, $Na_2 HPO_4$, $Na_3 PO_4$

(v) இது வெப்பப்படுத்தப்பட்டால் 250°C வெப்பநிலையில் நீரினை இழந்து பைரோ பாஸ்பாரிக் அமிலமாகிறது. இது மேலும் வெப்பப்படுத்தப்பட்டால் 600°C வெப்பநிலையில் இன்னும் நீரினை இழந்து மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலமாகிறது.

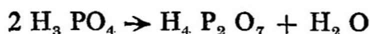


$$2 H_3 P O_4 \xrightarrow{250^\circ C} H_4 P_2 O_7 \xrightarrow{600^\circ C} 2 HPO_3$$

9.11 பைரோ பாஸ்பாரிக் அமிலம் (Pyro Phosphoric Acid)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

(1) ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலத்தை 250—260°C வெப்பநிலைவரை சூடாக்கினால் இது கிடைக்கிறது.



$$2 H_3 PO_4 \rightarrow H_4 P_2 O_7 + H_2 O$$

(2) சம மோலார் அளவுள்ள (Equimolecular) ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலமும் மெட்டாபாஸ்பாரிக் அமிலமும் கலந்த கலவையை 100°C வெப்பநிலையிற் சூடாக்கினால் இது தோன்றுகிறது.

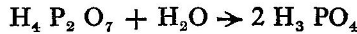


$$HPO_3 + H_3 PO_4 \rightarrow H_4P_2 O_7$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

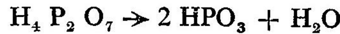
(i) இது நிறமற்ற திண்மம்.

(ii) இது நீரிற் கரைகிறது. இதன் நீர்க்கரைசலைக் கொதிக்க வைத்தால் இது ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.



$$H_4 P_2 O_7 + H_2O \rightarrow 2 H_3 PO_4$$

(iii) இது மிகுதியாகச் சூடாக்கப்பட்டால் மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.



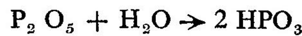
$$H_4 P_2 O_7 \rightarrow 2 HPO_3 + H_2O$$

(iv) இது காரத்துவம் (Basicity) நான்கு உடைய அமிலம். எனினும் இரண்டு வகையான உப்புக்களைத்தான் உண்டாக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டுக்கள் : $Na_2 H_2 P_2 O_7$, $Na_4 P_2 O_7$

9.12 மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலம் (Meta Phosphoric Acid)

(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

(i) சிறிதளவு குளிர்ந்த நீரில் பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்சைடைக் கரைத்தால் இது உண்டாகிறது.

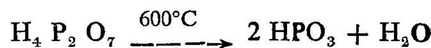


$$P_2 O_5 + H_2O \rightarrow 2 HPO_3$$

(ii) ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம் அல்லது பைரோ பாஸ்பாரிக் அமிலம் ஆகியன முறையே 250°C, 600°C வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கப்பட்டால் இது தோன்றுகிறது.



$$2 H_2 PO_4 \xrightarrow{250^\circ C} H_4 P_2 O_7 + H_2O$$

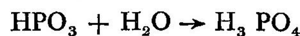


$$H_4 P_2 O_7 \xrightarrow{600^\circ C} 2 HPO_3 + H_2O$$

(ஆ) பண்புகள் (Properties)

(i) இது ஒளி புகக்கூடிய கண்ணாடி போன்ற திண்மம். எனவே இது கிளேசியல் பாஸ்பாரிக் அமிலம் (Glacial Phosphoric Acid) என்றும் சொல்லப்படும்.

(ii) இது ஒரு நீர்க்கும் திண்மம் (deliquescent solid). இது நீரிற் கரைகிறது. இதன் நீர்க்கரைசலைக் கொதிக்க வைத்தால் இது ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

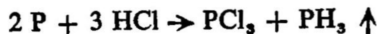


$$HPO_3 + H_2O \rightarrow H_3 PO_4$$

(iii) இது காரத்துவம் ஒன்று உடைய அமிலம். உப்புக்கள் மெட்டா பாஸ்பேட்டுகள் (Meta phosphates) எனப்படும்.

9.13 பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடு (Phosphorus trichloride)

(1) பாஸ்பரஸ் ட்ரைஆக்சைடுடன் ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து வினைபுரியச் செய்தால் பாஸ்பரஸ் ட்ரை-குளோரைடு கிடைக்கிறது.



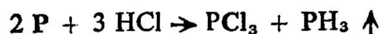
$$2\,P + 3\,HCl \rightarrow PCl_3 + PH_3 \uparrow$$

(2) பாஸ்பரஸ் ட்ரைஆக்சைடை பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்-குளோரைடுடன் சேர்த்து வினைபுரியச் செய்தால் பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடு கிடைக்கிறது.



$$3\,PCl_5 + P_2O_3 \rightarrow 3\,PO\,Cl_3 + 2\,PCl_3$$

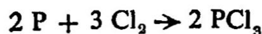
(3) பாஸ்பரசை ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து ஒரு மூடிய குழாயில் சூடுபடுத்தின் பாஸ்பரஸ் ட்ரை-குளோரைடு உண்டாகிறது.



$$2\,P + 3\,HCl \rightarrow PCl_3 + PH_3 \uparrow$$

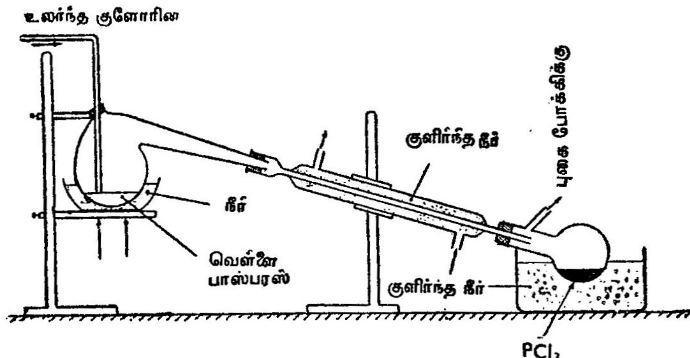
(ஆ) ஆய்வகத் தயாரிப்பு (Laboratory Preparation)

வெள்ளை பாஸ்பரஸ் படம் 9-4இற் காட்டப்பட்டுள்ள கருவியில் உள்ள வாலையில் தூய உலர்ந்த குளோரின் ஓட்டத்திற் சூடாக்கப்படுகிறது. இதனுல் இது எரிந்து பாஸ்பரஸ் ட்ரை-குளோரைடு உண்டாகிறது.



$$2\,P + 3\,Cl_2 \rightarrow 2\,PCl_3$$

பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு வாயு குளிர்ப்பியால் (Condenser) குளிர்விக்கப்பட்டுக் குடுவையில் நீர்மமாகச் சேகரிக்கப்படுகிறது.



படம் 9.4
பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடு தயாரிப்பு

இது தூய்மையானது அன்று. இதில் பாஸ்பரஸ் பெண்டாக் குளோரைடு மாசாகக் கலந்திருக்கிறது. எனவே இது வெள்ளை பாஸ்பரத்தின் மீது மீண்டும் காய்ச்சிவடிக்கப்பட்டுத் தூயதாகப் பெறப்படுகிறது.

(இ) பௌதிகப் பண்புகள் (Physical Properties)

(i) சாதாரண வெப்பநிலைகளில் இது ஒளி ஊடுருவும் நிறமற்ற அசையக்கூடிய நீர்மம்;

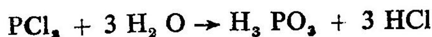
(ii) இது 76—78°C வெப்பநிலையிற் கொதிக்கிறது.

(iii) இது அடர் ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்தின் மணம் உடையது.

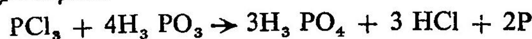
(ஈ) வேதிப் பண்புகள் (Chemical Properties)

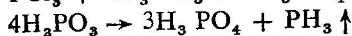
(i) நீருடன் வினை ;

பாஸ்பரஸ் ட்ரைக்குளோரைடு நீருடன் வினைபுரிகிறது. சிறிது சூடாக்கினால் இந்த வினை நன்கு நிகழ்கிறது. இந்த வினையில் பாஸ்பாரிக் அமிலமும் ஹைடரோக் குளோரிக் அமிலமும் உண்டாகின்றன.


$$PCl_3 + 3\,H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3\,HCl$$

நீர் போதுமான அளவுக்குக் குறைவாக இருப்பின் கீழ்வரும் வினைகள் நிகழ்கின்றன.

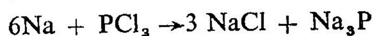

$$PCl_3 + 4H_3PO_3 \rightarrow 3H_3PO_4 + 3\,HCl + 2P$$

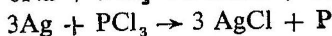

$$4H_3PO_3 \rightarrow 3H_3PO_4 + PH_3\uparrow$$


$$H_3 + PCl_3 \rightarrow 3\,HCl + P$$

(ii) உலோகங்களுடன் வினை (Action on Metals)

பாஸ்பரஸ் ட்ரைக்குளோரைடு சூடாக்கப்பட்ட உலோகங்களுடன் நிகழ்த்தும் வினையைக் கீழ்வரும் சான்றுகள் பகர்கின்றன.


$$6Na + PCl_3 \rightarrow 3\,NaCl + Na_3P$$


$$3Ag + PCl_3 \rightarrow 3\,AgCl + P$$


$$Al + PCl_3 \rightarrow AlCl_3 + P$$

(iii) உலோகச் சேர்மங்களுடன் வினை (Action on Metallic Compounds)

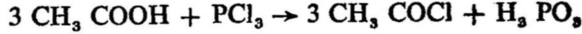
பாஸ்பரஸ் ட்ரைக்குளோரைடு உலோக ஆக்சைடுடன் புரியும் வினை கீழே தரப்பட்டுள்ளது.


$$5\,SnO_2 + 4PCl_3 \rightarrow 4\,SnCl_2 + SnCl_4 + 2\,P_2O_5$$


$$MoO_3 + PCl_3 \rightarrow MoO_2 + POCl_3$$

(iv) கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினை (Action with Organic Compounds)

இது கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினைபுரிந்து குளோரின் அடங்கிய சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.



$$3\ CH_3\ COOH + PCl_3 \rightarrow 3\ CH_3\ COCl + H_3\ PO_3$$

9.14 பாஸ்பரஸ் பெண்டாக் குளோரைடு (Phosphorus Penta Chloride)

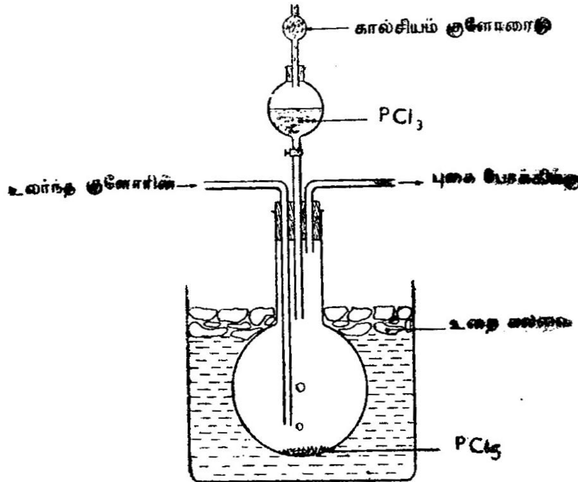
(அ) தயாரிப்பு (Preparation)

படம் 9.5. காட்டியுள்ள கருவியில் பாஸ்பரஸ் ட்ரைக்குளோரைடுடன் உலர்ந்த குளோரினை வினைபுரியச் செய்து பாஸ்பரஸ் பெண்டாக் குளோரைடு உருவாக்கப்படுகிறது.



$$PCl_3 + Cl_2 \rightarrow PCl_5$$

வினை உறைகலவையினுள் வைக்கப்பட்டிருக்கும் குடுவையினுள் நிகழ்வதால் இது திண்மநிலையிலேயே கிடைக்கிறது.



படம் 9.5
பாஸ்பரஸ் பெண்டாக் குளோரைடு தயாரிப்பு

(ஆ) பௌதிகப் பண்புகள் (Physical properties)

(i) இது வெண்மையான படிகப் பொருள்.

(ii) இது விரும்பத்தகாத மணம் உடையது.

(iii) இது காற்றில் புகைகிறது.

(iv) இது 100°C வெப்பநிலைக்குட் பதங்கமாதல் அடைகிறது; 300°C வெப்பநிலையிற் சிதைந்து பாஸ்பரஸ் ட்ரைக்குளோரைடாகிறது.



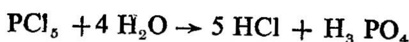
$$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$$

இந்தச் சிதைவு வெப்பநிலையைப் பொறுத்தது. வெப்பநிலை உயர்ந்தால் சிதைவு மிகுகிறது; குறைந்தால் குறைகிறது.

(இ) வேதிப் பண்புகள் (Chemical properties)

(i) காற்றுடன் வினை (Action on Air)

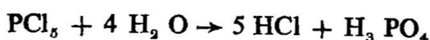
இது காற்றிலுள்ள ஈரத்தை ஈர்த்து ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்தையும் பாஸ்பாரிக் அமிலத்தையும் உண்டாக்குகிறது.



$$PCl_5 + 4\,H_2O \rightarrow 5\,HCl + H_3PO_4$$

(ii) நீருடன் வினை (Action on Water)

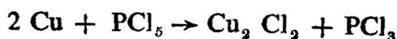
இது நீருடன் உடனடியாக வினைபுரிகிறது. இதனால் பாஸ்பாரிக் அமிலம் தோன்றுகிறது.



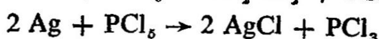
$$PCl_5 + 4\,H_2O \rightarrow 5\,HCl + H_3PO_4$$

(iii) உலோகங்களுடன் வினை (Action on Metals)

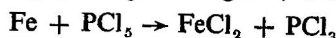
இது சூடான தூளாக்கப்பட்ட உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து அவற்றின் குளோரைடுகளை உண்டாக்குகிறது.



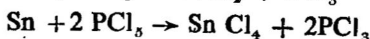
$$2\,Cu + PCl_5 \rightarrow Cu_2Cl_2 + PCl_3$$



$$2\,Ag + PCl_5 \rightarrow 2\,AgCl + PCl_3$$



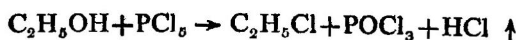
$$Fe + PCl_5 \rightarrow FeCl_2 + PCl_3$$



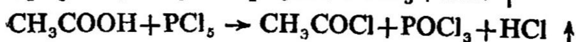
$$Sn + 2\,PCl_5 \rightarrow SnCl_4 + 2PCl_3$$

(iv) கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினை (Action on Organic Compounds)

இது ஹைட்ராக்சில் குழு (Hydroxyl group) இருக்கும் அனைத்துச் சேர்மங்களுடனும் வினைபுரிகிறது. இதில் இது ஹைட்ராக்சில் குழுவைக் குளோரின் அணுவால் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. ஹைட்ரஜன்குளோரைடை வெளியிடுகிறது. எடுத்துக்காட்டுக்கள் :



$$C_2H_5OH + PCl_5 \rightarrow C_2H_5Cl + POCl_3 + HCl \uparrow$$



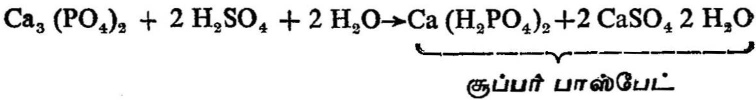
$$CH_3COOH + PCl_5 \rightarrow CH_3COCl + POCl_3 + HCl \uparrow$$

9. 15 சூப்பர் பாஸ்பேட்டுகள் (Super phosphates)

(அ) சூப்பர் பாஸ்பேட்

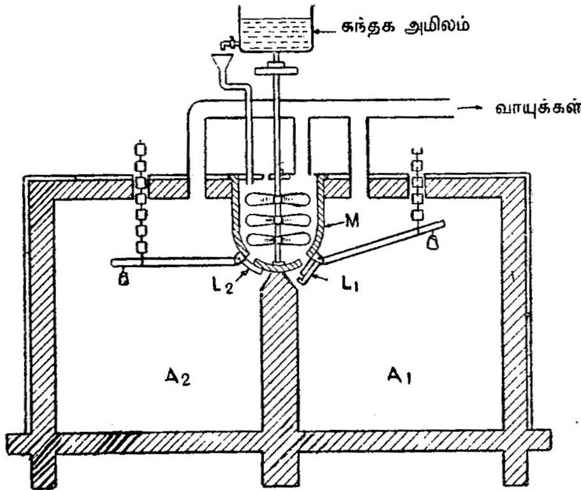
நீரில் கரையும் கால்சியம் பாஸ்பேட்டில் (Calcium phosphate) ஒரு பங்கும் கால்சியம் சல்பேட் இரண்டு பங்கும் கலந்த கலவை சூப்பர் பாஸ்பேட் எனப்படும். இதில் ஏறத்தாழ 1% பாஸ்பாரிக் அமிலம் இருக்கும்.

எலும்புச்சாம்பல், பாஸ்போரைட் பாறைகள் (Phosphorite rock) ஆகியவற்றில் கால்சியம் பாஸ்பேட் உள்ளது. இவற்றுடன் 70% கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்து வினைபுரியச் செய்யின் சூப்பர் பாஸ்பேட் உண்டாகிறது.



$$Ca_3(PO_4)_2 + 2\,H_2SO_4 + 2\,H_2O \rightarrow \underbrace{Ca(H_2PO_4)_2 + 2\,CaSO_4\,2\,H_2O}_{\text{சூப்பர் பாஸ்பேட்}}$$

சூப்பர் பாஸ்பேட்டைப் பேரளவில் உருவாக்கச் சுழலும் தகடுகளைக்கொண்ட ஒரு வார்ப்பிரும்புக் கலனில் (படம் 9-6) மேற்கண்டபொருள்கள் நன்கு கலக்கப்படுகின்றன. இந்தக் கலவை அதன் பின் பெருங்குழிகளிற் (A_1, A_2) கொட்டப்படுகிறது. குழிகள்



படம் 9.6

பேரளவில் சூப்பர் பாஸ்பேட்டுகளைத் தயாரித்தல்
A_1, A_2 குழிகள், L_1, L_2 திறப்புக்கள், M. வார்ப்பிரும்புக் கலன்

பாதி நிரம்பியதும் மூடப்படுகின்றன. வெப்பநிலை உயரவுயர மேற்கண்ட வினை நிகழ்ந்து சூப்பர் பாஸ்பேட் உண்டாகிறது. இது சிறிதுசிறிதாக உறைந்து கட்டியாகிறது. இப்படிக் கிடைக்கும் சூப்பர் பாஸ்பேட் 24—28 மணிநேரம் கழித்து வெளியே எடுக்கப்பட்டுத் தூளாக்கப்பட்டு நன்கு உலர்த்தப்படுகிறது.

சூப்பர் பாஸ்பேட் நீரில் மிகுதியாகக் கரைகிறது. எனவே பயிர்கள் சாதாரணக் கால்சியம் பாஸ்பேட்டைவிட இதனை எளிதில் எடுத்துக்கொள்கின்றன. இதனால் இது பயிர்களுக்கு உரமாகப் பேரளவிற் பயன்படுகிறது.

(ஆ) மும்மடங்கு சூப்பர் பாஸ்பேட் (Triple Super Phosphate)

சூப்பர் பாஸ்பேட் மேற்கண்ட முறையைவிடச் சிறந்த முறை ஒன்றால் உருவாக்கப்படுகிறது. இந்த முறையில் கால்சியம் பாஸ்பேட் ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலத்துடன் (கந்தக அமிலத்திற்கு மாறாகக்) கலக்கப்படுகிறது. இதனால் கீழ்வரும் வினை நிகழ்கிறது.



$$Ca_3(PO_4)_2 + 4\,H_3PO_4 \rightarrow 3\,Ca(H_2PO_4)_2$$

இந்த வினையிற் கிடைக்கும் வினைபொருள் உரமாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இந்த உரத்திற் சாதாரண சூப்பர் பாஸ்பேட்டில் இருப்பதைவிட மூன்று மடங்கு பாஸ்பரஸ் உள்ளது. எனவே இது மும்மடங்கு சூப்பர் பாஸ்பேட் (Triple Super phosphate) எனப்படும். இது உரமாகப் பேரளவிற் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. பாஸ்பரஸ் ட்ரைக்குளோரைடைத் தயாரித்தல், அதன் பண்புகள் ஆகியவற்றை விவரிக்க.

2. பாஸ்பரசின் புறவேற்றுமை வடிவங்கள்பற்றி விளக்கமாக எழுதுக. (செ. ப. செப்டம்பர் 61, ஏப்ரல் 63)

3. பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்குளோரைடின் தயாரிப்பு, பண்புகள் ஆகியவற்றை விவரிக்க. (செ. ப. செப்டம்பர் 64)

4. சிவப்பு பாஸ்பரஸ் எவ்வாறு உருவாக்கப்படுகிறது? இதன் பயன்களைக் கூறுக.

5. பாஸ்பரசைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையை விவரித்து அதன் பயன்களைக் குறிப்பிடுக. வெள்ளை பாஸ்பரஸ் எவ்வாறு சிவப்பு பாஸ்பரசாக மாற்றப்படுகிறது என்பதைக் குறிப்பிடுக. (செ. ப. ஏப்ரல் 65)

6: பாஸ்பரஸ் அமிலத்தின் குறைப்புப் பண்புகளை விவரிக்க. (செ. ப. செப்டம்பர் 65)

7. பாஸ்பரசின் தொழிலகத் தயாரிப்பையும் பயன்களையும் விவரிக்க.
(செ. ப. செப்டம்பர் 66)

8. பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்குளோரைடின் தயாரிப்பு, பண்புகள் ஆகியவைகளை விவரிக்க. (செ. ப. செப்டம்பர் 66)

9. ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? இந்த அமிலத்தில் வெப்பத்தால் ஏற்படும் விளைவுகளை விவரிக்க.
(செ. ப. ஏப்ரல் 67)

10. பாஸ்பேட் கனிமத்திலிருந்து வெள்ளை பாஸ்பரஸ் எவ்வாறு உருவாக்கப்படுகிறது? இது எப்படிச் சிவப்பு பாஸ்பரசாக மாற்றப்படுகிறது? வெள்ளை பாஸ்பரஸ், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் புரியும் வினையையும், சிவப்பு பாஸ்பரஸ் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் புரியும் வினையையும் விவரிக்க.

11. பாஸ்பரஸின் புறவேற்றுமை வடிவங்கள் பற்றி விவரிக்க.
(செ. ப. செப்டம்பர் 69)

10. உலோகங்கள்

(Metals)

10.1 உலோகங்களின் தோற்றம் (Occurrence of Metals)

வினைபுரிதிறன் குறைவாக உடைய வெள்ளி, தங்கம், பிளாட்டினம் போன்ற சில உலோகங்கள் மட்டும் தனிமநிலையிற் கிடைக்கின்றன. மற்ற உலோகங்கள் அனைத்தும் அலோகங்களுடன் அல்லது அமில ஆக்சைடுகளுடன் (acid radicals) கூடிய நிலையிற் கிடைக்கின்றன.

இயற்கையில் உலோகங்கள் பலபொருட்களில் கிடைக்கின்றன. ஆனால் அனைத்திலிருந்தும் உலோகங்களைக் குறைந்த செலவிற் பிரித்தெடுத்தல் இயலாது. சில இயற்கைப் பொருள்களிலிருந்து மட்டுந்தான் குறைந்த செலவில் எளிதாகப் பிரித்தெடுக்க முடியும். இப்படி இயற்கையிற் கிடைக்கக்கூடியதும், அதிலிருந்து குறைந்த செலவில் ஓர் உலோகத்தைப் பிரித்து எடுக்கக்கூடியதும் ஆகி பொருள் தாது (Ore) எனப்படும். தாதுவில் உள்ளஓர்ய உலோகத்தின் சேர்மமே கனிமம் (mineral) எனப்படும். தாதுக்கள் தூயநிலையிற் கிடைப்பதில்லை. மாறாக, அவற்றில் ஈரமான பயனற்ற மாசுகள் அல்லது மண்பொருட்கள் கலந்திருக்கின்றன. பொதுவாக இவை காங்க் (Gangue) எனப்படும்.

உலோகங்கள் பொதுவாக ஆக்சைடுகள், சல்பைடுகள், கார்பனேட்டுகள், குளோரைடுகள் போன்ற தனிமங்களாகக் கிடைக்கின்றன.

1. ஆக்சைடுத் தாதுக்கள் (Oxide Ores)

இரும்பு, அலுமினியம், குரோமியம், மாங்கனீசு, தகரம் ஆகிய உலோகங்கள் அவற்றின் ஆக்சைடுகளாகக் கிடைக்கின்றன.

2. சல்பைடுத் தாதுக்கள் (Sulphide Ores)

தாமிரம், வெள்ளி, ஈயம், துத்தநாகம், நிக்கல், கோபால்ட், பாதரசம் ஆகிய உலோகங்கள் அவற்றின் சல்பைடுகளாகக் கிடைக்கின்றன.

3. கார்பனேட்டுத் தாதுக்கள் (Carbonate Ores)

ஈயம், துத்தநாகம், இரும்பு, தாமிரம் ஆகிய உலோகங்கள் அவற்றின் கார்பனேட்டுகளாகக் கிடைக்கின்றன.

குளோரைடுத் தாதுக்கள் (Chloride Ores)

சோடியம், பொட்டாசியம், மக்னீசியம் ஆகியன அவற்றின் குளோரைடுகளாகக் கிடைக்கின்றன

10·2 பொதுவான உலோகவியல் முறைகள் (General Metallurgical Processes)

உலோகவியல் (Metallurgy) என்பது பொதுவாக உலோகங்களைத் தூய்மைப்படுத்தும் செயலைக் குறிக்கும். ஆனால் வேதியியலில் உலோகங்களை அவற்றின் தாதுக்களில் இருந்து தனித்துப் பிரித்தெடுத்தலை இது குறிக்கிறது. உலோகவியலில் கீழ் வருபவை மிகவும் சிறப்பான முறைகள் ஆம் :

1. உடைத்தலும் அறைத்தலும் (Crushing and Grinding)

தாதுக்கள் பெரும்பாலும் பெரியபெரிய கட்டிகளாகக் கிடைக்கின்றன. எனவே இவற்றை உடைத்து நன்கு தூளாக்க வேண்டும். அப்பொழுதுதான் அவற்றைப் பின் வரும் முறைகளுக்கு உள்ளாக்கி உலோகங்களை முழுதும் பிரித்தெடுக்கமுடியும். இப்படித் தாதுக்களை உடைத்தலும் தூளாக்கலும் பெரிய இயந்திரங்களாற் செய்யப்படுகின்றன.

2. செறிவு மிகுத்தல் (Concentration)

தாதுக்களிற் பொதுவாக சிலிகா (Silica), சிலிக்கேட்டுகள் (Silicates) போன்ற மண்பொருள்கள் மிகுந்த அளவிற் கலந்துள்ளன. இதனால் தாதுக்களில் இருக்கும் உலோகத்தின் விழுக்காடு மிகக்குறைவாக இருக்கும். எனவே மண்பொருள்களை நீக்கித் தாதுவில் உலோகத்தின் செறிவை மிகுக்க வேண்டும். இந்தப் பணிக்கெனக் கீழ்வரும் முறைகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

(அ) கழுவும் முறை (Washing Process)

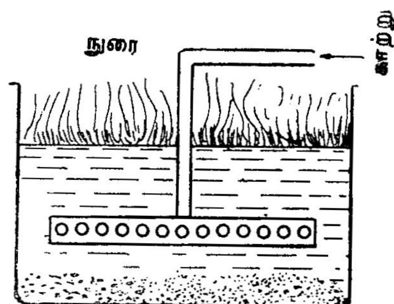
தாதுக்கள் (Ore particles) மண்பொருளின் துகள்களைவிடப் பொதுவாகக் கனமானவையாகும். எனவே இவற்றைக் கழுவும்

முறையாற் பிரித்தல் இயலும். இந்த முறையில் நன்கு தூளாக்கப் பட்ட தாதுக்கள் நீரோட்டத்திற் கழுவப்படும். இதில் நீரோட்டம் இலேசான மண்பொருளின் துகளை அடித்துச்செல்லும். கனமான உலோகத் தாதுவின் துகள்கள் கீழே தங்கும். இந்த முறையில் ஈயத்தின் தாது (SnO_2) செறிவு மிகுக்கப்படுகிறது.

ஆ) நுரை மிதிப்பு முறை (**Froth Floatation Process**)

இது மிகவும் சிறந்தமுறையாகும். இது சல்பைடு தாதுக் களுக்கு மிகவும் பொருத்தமானது.

ஏறத்தாழ ஒரு விழுக்காடு எண்ணெய் கலந்த நீரில் நன்கு தூளாக்கப்பட்ட தாது சேர்க்கப்பட்டு நன்கு கலக்கப்படும். இந்தக் கலவையின் வழியாகக் காற்று விரைவாகச் செலுத்தப்படும். இத ஞல் நுரை (Froth) உண்டாகும் [10·1] இந்த நுரை எண்ணிறந்த காற்றுக் குமிழ்களால் ஆனது. ஒவ்வொரு குமிழும் எண்ணெயின் மெல்லிய படலங்களாற் சூழப்பட்டிருக்கும். இவை தாதுவில் உள்ள உலோகத் தனிமத்தின் துகள்களை மேற்பரப்பிற்கு எடுத்துச் செல் லும். மண்பொருளின் துகள்கள் நீரில் நனைந்து அடியிலே தங்கும். நுரையினைப் பிரித்தெடுத்து அதிலிருந்து செறிவு மிகுந்த தாது எடுக்கப்படும். இந்த முறை கருத்துடன் செயற்படுத்தப்பட்டால் தாதுவில் உள்ளதில் ஏறத்தாழ 90% உலோகத்தைப் பிரிக்க முடி யும். இந்த முறை காப்பர் பைரட், கலீனு (Galena), துத்தநாக பிளண்டு (Zinc blende) ஆகிய தாதுக்களுக்கு மிகவும் பொருத்த மான முறையாகும்.



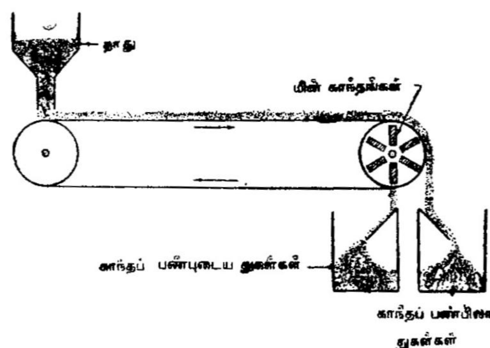
படம் 10.1
நுரை மிதப்புமுறை

(இ) மின்காந்தப் பிரிப்பு முறை (**Electro Magnetic Separation**)

தாதுவில் உள்ள கனிமம், மண்பொருள்கள் ஆகியவற்றில் கனிமம் மட்டும் காந்தப்புலத்தாற் (Magnetic field) கவரப்படும்

இயல்புடையதாயிருந்தால் இரண்டையும் காந்தப்புலத்தைப் பயன்படுத்தித் தனித்தனியே பிரித்தல் இயலும்.

இந்த முறையில் தூளாக்கப்பட்ட தாது காந்தப்புலத்தில் உள்ள கப்பிகள் (Pulleys)மீது படுக்கைவசத்தில் நகரும் ஒருபட்டை மீது (belt) சிறிதுசிறிதாகத் தூவப்படுகிறது. பின்னர் இப்பட்டை கப்பியிற் சுழன்று கீழ்நோக்கிச் செல்லுகையில் மண்பொருள்கள் கீழே கொட்டுகின்றன. ஆனால் தாதுவிலுள்ள கனிமம் காந்தப் புலத்தாற் கவரப்படுவதாற் கீழே விழுவதில்லை. பட்டை சிறிது தூரம் நகர்ந்தபின் காந்தப்புலம் நீங்கியபின் கனிமம் கீழே தனியான ஓர் இடத்திற் கொட்டுகிறது. (படம் 10·2) இப்படி மண் பொருள்கள் பிரிவதால் தாதுவின் செறிவுமிகுதியாகிறது. எடுத்துக் காட்டு : குரோமைட் தாது (Chromite ore). இது காந்தத்தாற் கவரப்படும் இயல்புடையது. எனவே, இதன் செறிவு இந்த முறையில் மிகுதியாக்கப்படுகிறது.



படம் 10.2

காந்தப் பிரிப்புமுறை

3. நீற்றுதல் (Calcination)

ஒரு தாதுவை அதன் உருகுநிலைக்குக் கீழுள்ள வெப்பநிலையில் காற்றில் வெப்பப்படுத்துதலை நீற்றுதல் என்பர். இதனால் தாதுவிலுள்ள ஈரம், எளிதில் ஆவியாகும் பொருள்கள் ஆகியன நீங்குகின்றன. தாது நுண்துளை மலிந்த திண்மம் (Porous Solid) ஆகிறது. கார்பனேட் தாதுக்கள் இருப்பின் இந்த முறையில் அவை சிதைந்து கார்பான் டை ஆக்சைடை வெளியிடுகின்றன.

4. வறுத்தல் (Roasting)

ஒரு தாதுவை உருக்காமல் போதிய அளவு காற்றில் வெப்பப் படுத்தலை வறுத்தல் என்பர். இது பொதுவாக சல்பைடுத் தாதுக் களுக்குப் (Sulphide Ores) பயன்படுத்தப்படுகிறது. எடுத்துக் காட்டு : துத்தநாகத்தின் சல்பைடுத் தாது. இதனை வறுத்தால் துத்தநாக ஆக்சைடு உண்டாகும். இதனை எளிதிற் குறைத்து உலோகத்தைப் பிரிக்கமுடியும்.

5. உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting)

செறிவு மிகுக்கப்பட்ட தாதுக்களை வறுத்தபின் கிடைக்கும் தாதுவில் சில உருகாத மாசுகள் இருக்கக் கூடும். இவற்றை நீக்க வேண்டும். இல்லையேல் இவை தாதுக்களைச் சூழ்ந்து அதிலிருந்து உலோகத்தைப் பிரிக்கமுடியாமற் செய்துவிடும். மேலும் இந்த மாசுகள் உலோகங்களுடன் கூடிச் சேர்மங்களை உண்டாக்கக்கூடும். இப்படித் தோன்றும் சேர்மங்களில் இருந்து உலோகத்தைப் பிரித்தல் மேலும் கடினமாகும். இந்த உருகாத மாசுகள் தாதுவி லிருந்து உருக்கிப் பிரித்தல் முறையில் நீக்கப்படுகின்றன.

உருக்கிப் பிரித்தல் முறையில் தாதுவுடன் ஒரு குறைப்பானும் (reducing agent), ஒரு இளக்கியும் (Flux) சேர்த்துச் சூடாக்கப் படும். இவற்றுள் இளக்கி உருகாத மாசுகளுடன் குறைந்த வெப்ப நிலையில் கூடி அந்த வெப்பநிலையில் உருகக்கூடிய ஒரு சேர்மத்தை உண்டாக்கும். இப்படி உண்டாகும் உருகிய சேர்மம் கசடு (Slag) எனப்படும். தாதுவைக் குறைப்பான் குறைப்படையச் செய்யும். இதனால் உலோகம் உருகிய நிலையில் உண்டாகும். உருகிய உலோகமும் கசடும் தனித்தனிப் பாளமாகப் (layers) பிரியும்.

இளக்கிகள் தாதுவில் உள்ள மாசுகளின் தன்மையைப் பொறுத்துத் தேர்ந்தெடுத்துப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. பொது வாகப் பழக்கத்திற் பயன்படும் இளக்கிகள் கீழ்வருவன :

(அ) சுண்ணாம்பு (lime), CaO

(ஆ) சுண்ணாம்புக்கல் (lime stone), $CaCO_3$

(இ) டோலமைட் (dolamite), $Ca\ CO_3\ Mg\ CO_3$

(ஈ) அலுமினா (Alumina), $Al_2\ O_3$

(உ) இரும்பு ஆக்சைடு ((Iron Oxide), $Fe_2\ O_3$

(ஊ) ப்ளோரிஸ்பார் (Fluorspar), $Ca\ F_2$

6. உலோகங்களைப் பிரித்தல் (Extraction of Metals)

செறிவு மிகுக்கப்பட்ட மாசுகள் நீக்கப்பட்ட தாதுவிலிருந்து உலோகங்களைப் பிரிக்கப் பலமுறைகள் பயன்படுகின்றன. அவற்றுள் ஒவ்வொன்றும் தாதுவின் தன்மையைப் பொறுத்தது. பொதுவாகப் பயன்படும் சில முறைகள் மூன்றுவகைப்படும் அவைதாம் :

(அ) உலர் முறைகள் (Dry methods)

(ஆ) ஈர முறைகள் (Wet methods)

(இ) மின் பகுப்பு முறைகள் (Electrolytic methods)

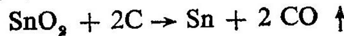
(அ) உலர் முறைகள் (Dry Methods)

(i) தனித்த தாதுப்படிவுகள் (Native Ores)

தனித்த நிலையிற் படிவுகளாகக் கிடைக்கும் தாதுக்கள் உருக்கி ஓடவிடப்படுகின்றன. இதனால் உருகாத மண்பொருள் மாசுகள் தனித்துத் தங்குகின்றன.

(ii) ஆக்சைடுத் தாதுக்கள் (Oxide Ores)

ஆக்சைடுத் தாதுக்கள் பொருத்தமான குறைப்பானால் (Reducing agent) உலோகமாகக் குறைக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக் காட்டாக, தகரம் அதன் ஆக்சைடுத் தாதுவிலிருந்து கீழ்வருமாறு பிரிக்கப்படுகிறது.

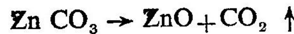


$$SnO_2 + 2C \rightarrow Sn + 2CO \uparrow$$

கரி, ஹைட்ரஜன், கார்பன் மோனாக்சைடு. அலுமினியம் ஆகியன குறைப்பான்களாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இவற்றில் பேரளவில் பெரும்பான்மையான குறைப்புக்களில் கரி பயன் படுத்தப்படுகிறது.

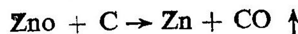
(iii) கார்பனேட்டுத் தாதுக்கள் (Carbonate Ores)

கார்பனேட்டுத் தாதுக்கள் நீற்றுதலுக்கு (Calcination) உள்ளாக்கப்பட்டபின் ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றன. எடுத்துக் காட்டு ; காலமின் தாது (Calamine), $Zn\,CO_3$



$$Zn\,CO_3 \rightarrow ZnO + CO_2 \uparrow$$

கிடைக்கும் ஆக்சைடு அதன்பின் குறைப்பான் ஒன்றால் உலோகமாகக் குறைக்கப்படுகிறது.

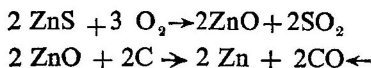


$$Zno + C \rightarrow Zn + CO \uparrow$$

(iv) சல்பைடுத் தாதுக்கள் (Sulphide Ores)

சல்பைடுத் தாதுக்கள் நன்கு வறுக்கப்படுகின்றன. இதனால் அவை ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றன. இப்படிக் கிடைக்கும்

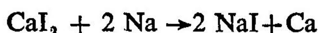
ஆக்சைடுகள் அதன்பின் கரிசேர்த்துச் சூடாக்கப்பட்டு உலோக மாகக் குறைக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு : துத்தநாக பிளண்டு (zinc blende) ZnS.



$$2\,ZnS + 3\,O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$$
$$2\,ZnO + 2C \rightarrow 2\,Zn + 2CO \leftarrow$$

(v) ஹலைடுத் தாதுக்கள் (Halide Ores)

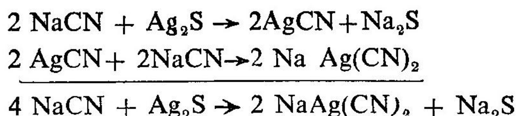
ஹலைடுத் தாதுக்கள் சோடியம், கால்சியம் அல்லது மக்னீசியம் போன்ற உலோகம் ஒன்றுடன் சேர்த்து சூடாக்கப்பட்டு உலோக மாகக் குறைக்கப்படுகின்றன.



$$CaI_2 + 2\,Na \rightarrow 2\,NaI + Ca$$

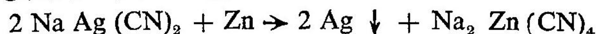
(ஆ) ஈர முறைகள் (Wet Methods)

வெள்ளி, தங்கம் போன்ற உலோகங்கள் அவற்றின் தாதுக் களில் இருந்து சோடியம் சயனைட் போன்ற ஒரு கரைப்பானைப் பயன்படுத்திக் கரையும் அணைவுச்சேர்ம (Complex) மாக மாற்றிப் பிரிக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு : வெள்ளி. இதன் தாது வுடன் சோடியம் சயனைட் கரைசல் சேர்த்துக் கலக்கப்படுகிறது. சோடியம் அர்ஜண்டோ சயனைட் (Sodium argentocyanide) உண்டாகிறது. இது நீரிற் கரையும் இயல்பு உடையது. எனவே இது கரைசலாகக் கிடைக்கிறது.



$$2\,NaCN + Ag_2S \rightarrow 2AgCN + Na_2S$$
$$2\,AgCN + 2NaCN \rightarrow 2\,Na\,Ag(CN)_2$$
$$4\,NaCN + Ag_2S \rightarrow 2\,NaAg(CN)_2 + Na_2S$$

கரைசலுடன் அதன்பின் துத்தநாகத் துருவல்கள் சேர்த்துக் கலக்கப்படும். இதனால் சோடியம் அர்ஜண்டோ சயனைடில் உள்ள வெள்ளி துத்தநாகத்தால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படும்.



$$2\,Na\,Ag\,(CN)_2 + Zn \rightarrow 2\,Ag \downarrow + Na_2\,Zn\,(CN)_4$$

(இ) மின்பகுப்பு முறைகள் (Electrolytic Methods)

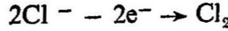
இந்த முறைகள் சோடியம், பொட்டாசியம், கால்சியம், மக்னீசி யம், அலுமினியம் போன்ற உலோகங்களை அவற்றின் தாதுக்களில் இருந்து பிரித்தெடுக்கப் பெரிதும் பயன்படுகின்றன. எடுத்துக் காட்டு : சோடியம். இதன் தாதுவாகிய சோடியம் குளோரைடை மின்னாற் பகுத்து இது பெறப்படுகிறது. மின்னாற்பகுத்தலின்போது



$$Na\,Cl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

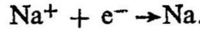
பிரிகை அடைந்த அயனிகள் அவற்றின் மின்சுமைக்கு முரண்பட்ட (Opposite) மின்வாய்களை (Electrodes) நோக்கி நகர்கின்றன.

நேர்மின் வாயில்,



$$2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$$

எதிர்மின் வாயில்,



$$Na^+ + e^- \rightarrow Na.$$

இவ்வாறு சோடியம் உலோகமும் குளோரின் வாயுவும் முறையே எதிர், நேர் மின்வாய்களில் உண்டாகின்றன. இவற்றிற்கு இடையில் மீண்டும் தொடர்பும் அதனால் வினையும் ஏற்படாது தடுத்து இவை தனித்தனியே பெறப்படுகின்றன.

7. தூய்மையாக்கல் (Purification)

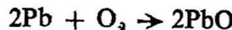
தாதுகளிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்பட்ட உலோகங்கள் முற்றிலும் தூய்மையானவையாக இருப்பதில்லை. மாறாக, அவற்றில் மற்ற உலோகங்களும் சில கரைந்த வாயுக்களும் மாசாக இருக்கின்றன. இவை உலோகத்தின் பௌதிகப்பண்புகளையும் வேதிப் பண்புகளையும் பாதிக்கின்றன. எனவே இவற்றை நீக்கி முற்றிலும் தூய உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முயற்சி கீழ்வரும் முறைகளுள் ஏதாவது ஒன்றாற் செயல்படுத்தப்படுகிறது.

(i) காய்ச்சி வடித்தல் முறை (Distillation Process)

குறைந்த கொதிநிலை உடைய உலோகங்கள் இம் முறையில் தூய்மை செய்யப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு: துத்தநாகம், பாதரசம் போன்ற உலோகங்கள். இவற்றை வெப்பப்படுத்தினால் இவை குறைந்த வெப்பநிலைகளிற் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகின்றன; மாசுகள் "காய்ச்சும் கலனில்" தங்குகின்றன.

(ii) ஆக்சிகரண முறை (Oxidation Process)

உலோகத்தைவிட எளிதில் ஆக்சைடாக மாறக்கூடிய மாசுகள் இந்த முறையில் நீக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு: வெள்ளி. இதிற் பிரித்தெடுக்கப்பட்ட நிலையில் காரீயம் மாசாகக் கலந்திருக்கிறது. எலும்புச் சாம்பலாற் (Bone ash) செய்யப்பட்ட ஒரு ஆழமான குழிகலனில் இட்டுக் காற்றுப்பட வைத்து இந்தத் தூய்மையற்ற வெள்ளி சூடாக்கப்படுகிறது. அதனால் வெள்ளியில் உள்ள காரீயம் ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



$$2Pb + O_2 \rightarrow 2PbO$$

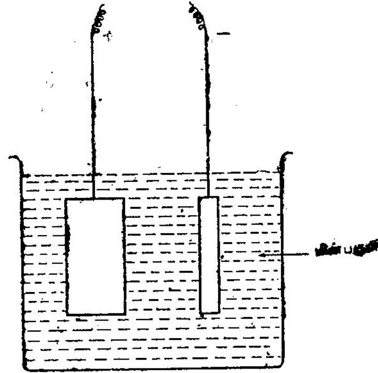
இந்த ஆக்சைடில் ஒரு பகுதி எலும்புச் சாம்பலால் உறிஞ்சப்படுகிறது. எஞ்சிய பகுதி பரப்பிலிருந்து ஊதி நீக்கப்படுகிறது. தூய வெள்ளி குழிகலனில் தங்குகிறது.

(iii) கழியிட்டுக் கலக்கல் முறை (Poling Process)

உலோகத்தில் அந்த உலோகத்தின் ஆக்சைடு மாசாகக் கலந்திருக்கக் கூடும். இது கழியிட்டுக் கலக்கல் முறையில் நீக்கப்படுகிறது. இந்த முறையில் பச்சையான மரக்கழிகளால் (Green poles) உருகிய நிலையில் உள்ள உலோகம் நன்கு கலக்கப்படுகிறது. இதனால் பச்சைக்கழிகளிலிருந்து வெளியேறும் வாயுக்கள் (மீதேன் போன்றவை) உலோக ஆக்சைடை உலோகமாகக் குறைக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டு: தாமிரத்தில் இருந்து தாமிர ஆக்சைடை நீக்குதல்.

(iv) மின்பகுப்பு முறை (Electrolytic Process)

உலோகம் இந்த முறையில் மிகுந்த அளவு தூய்மை செய்யப்படுகிறது. எனவே இது மிகவும் சிறந்த முறையாகும். இந்த முறையில் தூய்மையற்ற உலோகத்தை நேர்மின் முனையாகவும் தூய்மையான உலோகத்தை எதிர்மின் முனையாகவும் ஒரு பொருத்தமான உலோக உப்பின் கரைசலை மின்பகுளியாகவும் கொண்டு மின்னோட்டம் செலுத்தப்படும். (படம் 10.3) இதனால் தூய்மையற்ற உலோகம் கரைசலிற் கரையும். தூய உலோகம் எதிர்மின் வாயில் படியும்.



படம் 10.3
மின் பகுப்புமுறை
நேர்மின்வாய்: தூய்மையற்ற உலோகம்
எதிர்மின்வாய்: தூய உலோகம்
மின்பகுளி: உலோக உப்பின் கரைசல்

10.3 உலோகங்களின் பண்புகள் (Properties of Metals)

(அ) பௌதிகப் பண்புகள் (Physical Properties)

(1) பொதுவாக உலோகங்கள் திண்மங்களாம்; பாதரசம் இதற்கு மட்டுமே விலக்கு.

(2) உலோகங்கள் பளபளப்பு உடையன; இவற்றின் பளபளப்பை மிகுக்க முடியும்.

(3) உலோகங்கள் மிக்க அடர்த்தி உள்ளவை; இதற்குச்சோடியம்,பொட்டாசியம், மக்னீசயம், அலுமினியம் ஆகிய உலோகங்கள் விலக்கு.

(4) உலோகங்கள் மிக்க உருகு நிலையும் (Melting points), மிக்க கொதி நிலையும் (Boiling points) உடையன.

(5) உலோகங்கள் கடினமானவை; இவற்றைத் தகடுகளாக அடித்துப் பரப்பலாம் (Malleable); கம்பிகளாக நீட்டலாம் (ductile).

(6) உலோகங்கள் வலிவுடையன; இவற்றைச் சிதைத்தல் கடினமாகும்.

(7) உலோகங்களைத் தட்டினால் ஒலிபிறக்கும்.

(8) உலோகங்கள் வெப்பம், மின்சாரம் ஆகிய இரண்டையும் நன்கு கடத்துகின்றன.

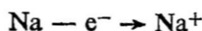
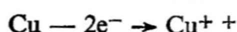
(9) உலோகங்கள் ஒன்றுடனொன்று நன்றாகக் கலந்து கூடி உலோகக்கலவைகளை (alloys) உண்டாக்குகின்றன.

(10) பொதுவாக உலோகங்கள் "புறவேற்றுமைப் பண்பு" உடையனவல்ல (allotropy); விலக்கு : காரீயம் (tin). இது புற வேற்றுமை வடிவங்களில் நிலவுகிறது

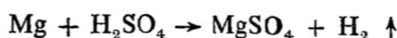
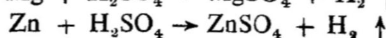
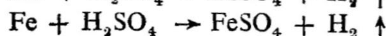
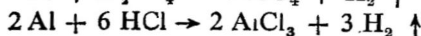
(11) உலோகங்கள் ஆவிநிலையில் அணுக்கட்டு எண் (atomicity) ஒன்று உடையன. அதாவது உலோகங்களின் மூலக்கூறு களுள் ஒவ்வொன்றும் ஓர் அணுவால் ஆனது.

(ஆ) வேதியியற் பண்புகள் (Chemical Properties)

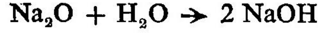
(1) உலோகங்கள் 'நேர்மின் தன்மை' (Electropositive nature) உடையன. இவை பொதுவாக எலக்ட்ரான்களை இழந்து எதிர் அயனிகளை (Cations) உண்டாக்கும்.


$$Na - e^- \rightarrow Na^+$$

$$Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{++}$$

(2) உலோகங்கள் நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளியிடுகின்றது.


$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$$

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2 \uparrow$$

$$2\,Al + 6\,HCl \rightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2 \uparrow$$

(3) உலோகங்கள் ஆக்சிஜனுடன் கூடிப் பெரும்பாலும் கார ஆக்சைடுகளை (Basic Oxides) உண்டாக்குகின்றன.



$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2\,NaOH$$



$$Na_2O_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,NaOH + H_2O_2$$



$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

(4) உலோகங்கள் குளோரினுடன் வினைபுரிந்து பெரும்பாலும் ஆவியாகாத (non-volatile) திண்மநிலையிலுள்ள குளோரைடுகளை உண்டாக்குகின்றன. இவை நீராற் பிரிகை அடைவதில்லை.

(5) உலோகங்கள் ஹைட்ரஜனுடன் இடர்ப்பாடுகளிடையே கூடுகின்றன. ஆனால் உண்டாகும் ஹைட்ரைடுகள் நிலைத்தன்மை இல்லாதவை.

வினாக்கள்

1. ஓர் உலோகத்தின் தாதுவிலிருந்து அந்த உலோகத்தைப் பிரித்தெடுப்பதற்குப் பயன்படும் பொதுச் செயல்முறைகளை விவரிக்க.

[செ. ப. செப்டம்பர் '53]

2. உலோகங்களைப் பிரித்தெடுப்பதில் கரி ஒரு குறைப்பானாகச் செயல்படுகிறது என்பதைத் துத்தநாகத்தின் பிரித்தெடுப்பைக் கருத்திற் கொண்டு விவரிக்க.

[செ. ப. செப்டம்பர் '54]

3. ஆக்சைடுத் தாதுக்களிலிருந்து உலோகங்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படும் பொது முறைகளை விவரிக்க.

4. சல்ஃபைடுத் தாதுக்களிலிருந்து, உலோகங்களைப் பிரித்தெடுத்தல் பற்றி விவரிக்க.

15. வெள்ளி

(Silver)

11.1 வெள்ளி (Silver)

வரலாற்றின் கைகள் எட்டிப்பிடிக்கும் காலக்கோட்டிற்கு முன்னரே மனிதகுலத்திற்கு வெள்ளி அறிமுகமாகி இருந்தது. இதனைப் பயன்படுத்திப் பண்டைய மக்கள் நாணயங்களைச் செய்திருக்கின்றனர்; நகைகளாகச் செய்து அணிந்திருக்கின்றனர்.

இயற்கையில் தனித்த நிலையில் தாதுப்படிவுகளாக வெள்ளி கிடைக்கிறது. அன்றியும் இது கீழேகுறிப்பிடும் தாதுக் கனிலும் கூடிய நிலையிற் கிடைக்கிறது.

1. வெள்ளி கிளான்ஸ் (Silver Glance) ; Ag_2S
2. கொம்பு வெள்ளி (Horn Silver) ; AgCl
3. ரூபி வெள்ளி (Ruby Silver) ; $Ag_3 Sb S_3$

11.2 பிரித்தெடுப்பு (Extraction)

(அ) வெள்ளித் தாதுக்களிலிருந்து (From Ores of Silver)

வெள்ளி அதன் தாதுக்களிலிருந்து சயனைட் முறையில் (Cyanide Process) பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இந்த முறை கீழ்வரு கிற முறைகளிற் (Steps) செயற்படுத்தப்படுகிறது.

(i) உடைத்தலும் அரைத்தலும் (Crushing and Grinding)

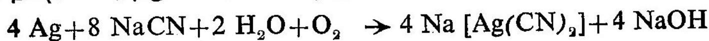
வெள்ளியின் தாது இயந்திரங்களில் இடப்பட்டுச் சிறுசிறு கட்டி களாக உடைக்கப்படுகிறது. அதன்பின் சிறு கட்டிகள் நன்கு அரைத்துத் தூளாக்கப்படுகின்றன.

(ii) செறிவு மிகுத்தல் (Concentration)

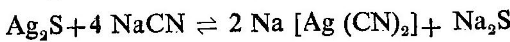
தூளாக்கப்பட்ட வெள்ளியின் தாதுக்கள் 'நுரை மிதப்பு முறை'யில் (Froth Floatation Process) மண்பொருள் போன்ற மாசுகளில் இருந்து தனித்துப் பிரிக்கப்பட்டுச் செறிவு மிகுக்கப்படுகின்றன.

(iii) சோடியம் சயனைட் கரைசலுடன் கலத்தல் (Treating with Sodium Cyanide Solution)

செறிவுமிகுக்கப்பட்ட தாது அதன்பின் 0·4-0·7% சோடியம் சயனைட் கரைசலுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. இதன் வழியாக நீண்ட நேரம் காற்றுச் செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் தாதுக்களில் உள்ள வெள்ளி, வெள்ளிச் சல்பைடு (Silver sulphide), வெள்ளிக் குளோரைடு (Silver chloride) அனைத்தும் கரைசலிற் கரைந்து சோடியம் அர்ஜன்டோ சயனைட் (Sodium argento cyanide) என்னும் அணைவுச் சேர்மம் (Complex compound) உண்டாகிறது. இது நீரிற் கரைந்து கரைசலாகிறது.



$$4\,Ag + 8\,NaCN + 2\,H_2O + O_2 \rightarrow 4\,Na[Ag(CN)_2] + 4\,NaOH$$

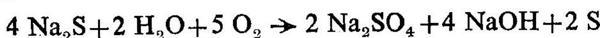


$$Ag_2S + 4\,NaCN \rightleftharpoons 2\,Na[Ag(CN)_2] + Na_2S$$



$$AgCl + 2\,NaCN \rightarrow Na[Ag(CN)_2] + NaCl$$

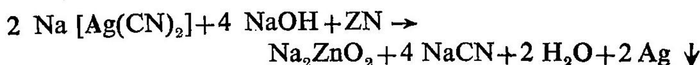
இவற்றில் வெள்ளிச் சல்ஃபைடுக்கும் சோடியம் சயனைடுக்கும் இடையில் நிகழும் வினை மீள்வினையாகும். ஆனால், கரைசலின் வழியாகச் செலுத்தப்படும் காற்றினால் சோடியம் சல்ஃபைடு ஆக்சிகரணம் செய்யப்பட்டுச் சோடியம் சல்ஃபேட்டாக மாறுகிறது. இதனால் முன்னோக்குவினை தடுக்கப்படுகிறது.



$$4\,Na_2S + 2\,H_2O + 5\,O_2 \rightarrow 2\,Na_2SO_4 + 4\,NaOH + 2\,S$$

(iv) வெள்ளியை வீழ்படிவாக்கல் (Precipitation of Silver)

சோடியம் அர்ஜன்டோ சயனைட் கரைசலுடன் ஒரு காரத்தின் (alkali) முன்னிலையில் துத்தநாகம் சேர்த்துக் கலக்கப்படுகிறது. இதில் வெள்ளி வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.



$$2\,Na[Ag(CN)_2] + 4\,NaOH + ZN \rightarrow Na_2ZnO_2 + 4\,NaCN + 2\,H_2O + 2\,Ag \downarrow$$

(v) தூய்மையாக்கல் (Purification)

வீழ்படிவாகக் கிடைத்த வெள்ளி வடிகட்டிப் பிரிக்கப்பட்டு உருக்கிக் கட்டியாக்கப்படுகிறது. இது தூய்மையான வெள்ளியன்று. இதில் துத்தநாகம், தாமிரம், தங்கம் போன்றவை

மாசாகக் கலந்திருக்கக் கூடும். எனவே, இது மின்பகுப்புமுறையில் தூய்மை செய்யப்படுகிறது.

மின்பகுப்புமுறையில் தூய்மையற்ற வெள்ளிக்கட்டியை நேர் மின்வாயாகவும், தூய வெள்ளித்தகட்டை எதிர் மின்வாயாகவும், நைட்ரிக் அமிலம் 1% கலந்துள்ள வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலை மின்பகுளியாகவும் கொண்டு மின்னோட்டம் செலுத்தப்படுகிறது. இதில் நேர்மின்வாயாகச் செயல்படும் தூய்மையற்ற வெள்ளி கரைகிறது. தூய வெள்ளி எதிர் மின்வாய்த் தகட்டின்மீது படிகிறது.

(ஆ) வெள்ளி கலந்த காரீயத்திலிருந்து (From Argentiferous Lead)

கலினாத் தாதுவில் (PbS)காரீயத்துடன் வெள்ளி கிடைக்கிறது. எனவே, இந்தத் தாதுவிலிருந்து பிரிக்கப்படும் காரீயத்தில் வெள்ளி இருக்கிறது. இது வெள்ளி கலந்த காரீயம் (argentiferous lead) எனப்படும். இதிலிருந்து வெள்ளி பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இந்தப் பிரித்தெடுப்பு இரு முறைகளில் நிகழ்த்தப்படுகிறது. அவைதாம்:

1. காரீயத்தை நீக்கல்
2. புடமிடுதல்

1. காரீயத்தை நீக்கல் (Separation of Lead)

வெள்ளி கலந்த காரீயத்தில் வெள்ளி மிகமிகச் சிறிதளவே உள்ளது. எனவே வெள்ளியின் செறிவு மிகுக்கப்படவேண்டும். இது கீழ்வரும் இரண்டு முறைகளுள் ஏதாவது ஒன்றால் நிகழ்த்தப்படுகிறது.

(அ) பாட்டின்சன் முறை
(ஆ) பார்க் முறை

(அ) பாட்டின்சன் முறை (Pattinson's process)

இந்த முறைப்படி உருகிய வெள்ளி காரீய உலோகக்கலவையை உருக்கிக் குளிரவைத்தால் காரீயம் படிகங்களாகப் பிரியும். உலோகக் கலவையில் வெள்ளியின் செறிவு 2·4% ஆகும். இந்தச் செறிவுக்குப் பின் காரீயம் படிகங்களாகப் பிரியாது. மாறாக, உலோகக் கலவையே உறைந்து திண்மமாகும்.

(ஆ) பார்க் முறை (Parke's process)

பாட்டின்சன் முறையைவிட இந்த முறை சிறந்தது. இது பின் வரும் உண்மைகளை அடிப்படையாகக் கொண்டது.

(i) உருகிய காரீயமும் துத்தநாகமும் கிட்டத்தட்ட ஒன்றுடன் ஒன்று கலவா (immisicible) நீர்மங்கள் ஆம்.

(ii) உருகிய காரீயம் துத்தநாகத்தைவிடக் கனமானது. எனவே அடியில் தனிப்பாளமாகப் (lower layer) பிரிகிறது. இலேசான உருகிய துத்தநாகம் மேற்பாளமாகப் (upper layer) பிரிகிறது.

(iii) உருகிய காரீயத்திற் கரைவதைவிட உருகிய துத்தநாகத்தில் வெள்ளி ஏறத்தாழ 300 மடங்கு மிகுதியாகக் கரைகிறது.

(iv) துத்தநாகம்-வெள்ளி உலோகக்கலவை உருகிய ஈயத்தை விட முன்னதாக உறைகிறது.

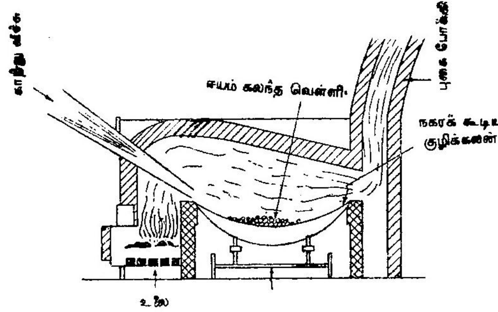
இந்த முறையில் உருக்கப்பட்ட வெள்ளிகலந்த காரீயம் உருகிய துத்தநாகத்துடன் சேர்க்கப்படுகிறது. இதனாற் பெரும் பான்மையான வெள்ளி துத்தநாகத்தில் (மேற்பாளம்) கரைகிறது. குளிரவைத்தால் துத்தநாகம்-வெள்ளி உலோகக்கலவை திண்மமாகிறது. இது துளைகளுள்ள கரண்டியால் நீக்கப்படுகிறது.

மீதியாக இருக்கும் ஈயத்துடன் மீண்டும் தூய உருகிய துத்தநாகம் சேர்க்கப்படுகிறது. இதனால் எஞ்சியிருக்கும் வெள்ளி துத்தநாகத்திற் கரைந்து உலோகக் கலவையாகப் பிரிகிறது. இந்த முறை மீண்டும்மீண்டும் நிகழ்த்தப்படுகிறது.

பிரித்து எடுக்கப்பட்ட துத்தநாகம்-வெள்ளி உலோகக்கலவை அதன்பின் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. இதனால் எளிதில் ஆவியாகும் துத்தநாகம் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. தூய்மையற்ற சிறிதளவு காரீயம் கலந்த வெள்ளி எச்சமாகக் (residue) கலனில் தங்குகிறது.

2. புடமிடுதல் (Cupellation)

இந்த முறையில் காரீயம் கலந்த வெள்ளி எலும்புச்சாம்பலாற் செய்யப்பட்ட ஒரு குழிகலனில் (cupel) இடப்படுகிறது. இந்தக் குழிகலன் ஓர் எதிர் அனல் உலையினுள் (Reverberatory furnace) வைக்கப்பட்டுச் சூடாக்கப்படுகிறது (படம் 11-1). இதனால் உலோகக்கலவை உருகுகிறது. அதன்மீது வெப்பமும் காற்றும் விரைந்து செலுத்தப்படுகின்றன. கலவையிலுள்ள காரீயம் ஆக்சிகரணம் அடைந்து ஆக்சைடாக (PbO) மாறுகிறது. இந்த ஆக்சைடில் ஒரு பகுதி எலும்புச்சாம்பலால் உறிஞ்சப்படுகிறது. எஞ்சிய பகுதி பரப்பிலிருந்து நீக்கப்படுகிறது. தூய வெள்ளி கிடைக்கிறது. இது மின்பகுப்பு முறையின் [பகுதி 11-2(அ) (i) காண்க.] மேலும் தூய்மையாக்கப்படுகிறது.



படம் 11.1
புடமிடுதல்

11.3 பௌதிகப் பண்புகள் (Physical Properties)

(i) வெள்ளி கனமான பளபளப்புடைய வெண்ணிறமுடைய உலோகம்.

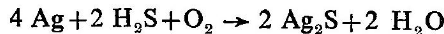
(ii) இது கடினமானது; கம்பிகளாக நீட்டப்படக்கூடியது; தகடுகளாக அடிக்கப்படக் கூடியது.

(iii) இது வெப்பம், மின்சாரம் ஆகியவற்றை நன்கு கடத்துகிறது.

(iv) இது உருகியநிலையில் ஆக்சிஜனை உறிஞ்சுகிறது. இப்படி ஒரு பருமனுள்ள உருகியவெள்ளி 22 பருமனுள்ள ஆக்சிஜனை உறிஞ்சுகிறது. வெள்ளி குளிர்ந்து திண்மமாகும்போது இந்த ஆக்சிஜன் வெளியிடப்படுகிறது. இந்த நிகழ்ச்சி துப்புதல் (spitting) எனப்படும்.

11.4 வேதிப் பண்புகள் (Chemical Properties)

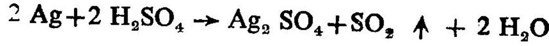
(i) வெள்ளி தூய ஆக்சிஜன் அல்லது காற்றுடன் வினைபுரிவது இல்லை. மாறாக, காற்றில் மிகச் சிறிதளவேனும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு கலந்திருப்பின் இதன் பரப்பானது பளபளப்பைச் சிறிதுசிறிதாக இழந்து மங்கிக் கருமைநிறத்தை அடைகிறது. இதற்குக் காரணம் இது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் வினைபுரிந்து வெள்ளிச் சல்ஃபைடை உண்டாக்குவதேயாம்.



$$4\,Ag + 2\,H_2S + O_2 \rightarrow 2\,Ag_2S + 2\,H_2O$$

(ii) நீர், நீராவி, நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், நீர்த்த கந்தக அமிலம் ஆகியவற்றுடன் வெள்ளி வினைபுரிவதில்லை.

(iii) சூடான அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து வெள்ளி கந்தக டைஆக்சைடை வெளியிடுகிறது.



$$2\,Ag + 2\,H_2SO_4 \rightarrow Ag_2\,SO_4 + SO_2 \uparrow + 2\,H_2O$$

(iv) குளிர்ந்த நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்திற் கரைந்து வெள்ளி நைட்ரிக் ஆக்சைடை வெளியிடுகிறது.



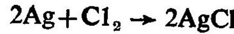
$$3\,Ag + 4\,HNO_3 \rightarrow 3\,AgNO_3 + NO \uparrow + 2\,H_2O$$

(v) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து வெள்ளி நைட்ரஜன் டைஆக்சைடை வெளியிடுகிறது.



$$Ag + 2\,HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + H_2O + NO_2 \uparrow$$

(vi) குளோரினுடன் உடனடியாக வினைபுரிந்து வெள்ளிக் குளோரைடை உண்டாக்குகிறது.



$$2Ag + Cl_2 \rightarrow 2AgCl$$

புரோமின், அயோடின் ஆகியவற்றுடன் வெள்ளி மெதுவாக வினை புரிகிறது.

11·5 பயன்கள் (Uses)

(i) நாணயங்கள், நகைகள், அழகுப்பொருள்கள் செய்ய வெள்ளி பயன்படுகிறது.

(ii) கண்ணுடிக்கு இரசம் பூச இது பயன்படுகிறது.

(iii) உலோகப் பொருள்களின்மேல் வெள்ளிப்பூச்சுப் பூசப் பயன்படுகிறது.

(iv) புகைப்படத் துறையிலும் மருந்துகளிலும் பயன்படும் வெள்ளி உப்புகளை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

(v) மிகமிக மெல்லிய தகடுகளாக்கப்பட்டு ஊட்டமாக (tonic) ஆயுர்வேதம், யூனனி போன்ற மருத்துவ முறைகளிற் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. வெள்ளியின் சிறப்பான தாதுக்கள் யாவை? வெள்ளியின் தாதுக்களிலிருந்து வெள்ளியைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையை விவரிக்க.

2. வெள்ளி கலந்த காரீயத்திலிருந்து வெள்ளியைப் பிரித்தெடுப்பது எப்படி?

3. வெள்ளியின் பண்புகளை விவரித்துப் பயன்களைக் குறிப்பிடுக.

12. தங்கம்
(Gold)

12.1 தங்கம் (Gold)

தங்கம் பழங்காலந்தொட்டே பயன்பட்டு வருகிறது. இது கண்டுபிடிக்கப்பட்ட காலம், பிரித்தெடுக்க முந்தையோர் எடுத்துக் கொண்ட முயற்சிகள், பயனுக்கு வந்த முறை ஆகிய அனைத்தும் வரலாற்று வல்லுநர்களின் கூரிய நோக்கையும், காலக்கணிப்பையும் கடந்து நிற்கின்றன.

இயற்கையில் தனித்தநிலையில் தங்கம் கிடைக்கிறது. அதன் சிறப்பான மூலங்கள் (Sources) கீழ்வருவன:

1. வண்டல் தங்கம்
2. ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்ஸ்
3. ஆரிஃபெரஸ் பைரட்கள்

12.2 வண்டல் தங்கத்திலிருந்து பிரித்தெடுத்தல் (Extraction from Alluvial Gold)

ஆற்றுப் படுகைகளிற் கிடக்கும் வண்டற்படிவுகளில் மிகமிகச் சிறிதளவு தங்கம் உள்ளது. இது வண்டல் தங்கம் (Alluvial Gold) எனப்படும். இதில் தங்கம், வண்டல் ஆகிய இரண்டும் ஏறத்தாழ 1:1–15 மில்லியன் என்னும் விகிதத்தில் உள்ளன. இதிலிருந்து தங்கம் கீழ்வரும் முறைகளிற் பிரிக்கப்படுகிறது.

1. சுழற்றல் முறை (Panning Method)

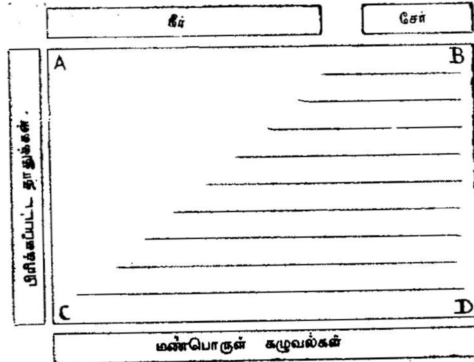
இந்த முறையில் இரும்பு அல்லது துத்தநாகத்தாற் செய்யப்பட்ட ஒரு வட்டமான தட்டு, வண்டல் தங்கத்தாற் பகுதி நிரப்பப்பட்டு, நீரால் மூடப்பட்டு விரைவாகச் சுழற்றப்படுகிறது. இதனல்

கனமில்லாத மணல் துகள்கள் கழுவப்பட்டுத் தட்டின் விளிம்பினைத் தாண்டி வீசி எறியப்படுகின்றன. கனமான தங்கம் துகள்களாகத் தட்டிலேயே தங்குகின்றது.

2. தூர்வாரி முறை (Dredging Method)

சில இடங்களில் வண்டல் தங்கம் ஆற்றுப்படுகையின் கீழ்ப் பல அடி ஆழத்தில் கிடைக்கிறது. அந்த இடங்களில் இந்த முறை பயன்படுகிறது. இந்த முறையிற் பயன்படும் தூர்வாரி இயந்திரம் (Dredger) உருளைகள்மீது ஓடிச் சுழலும் சங்கிலியுடன் இணைக்கப்பட்ட சதுரமான விளிம்புடைய கலன்களால் ஆக்கப்பட்டது. இந்த இயந்திரம் இயங்கும்போது கீழேசென்று மேலேவருகிற ஒவ்வொரு கலனும் வண்டல் தங்கத்தை அகழ்ந்து மொண்டு மேலே கொண்டு வந்து வில்ஃபிலே (Wilfley) அடுக்கு என்னும் அமைப்பின்மீது கொட்டுகின்றன.

வில்ஃபிலே அடுக்கு என்பது சாய்ந்த தளத்தின்மீது நீளவாட்டத்தில் (lengthwise) பொருத்தப்பட்ட மரச்சட்டங்களால் ஆனது (படம் 12-1). வண்டல் தங்கம் (வண்டல் + தங்கம்) நீருடன் கலந்து கீழ்நோக்கி ஓடுகையில் கனமான தங்கத்துகள்கள் மரச்சட்டங்களால் தடுக்கப்படுகின்றன. மரச்சட்டங்களால் தடுக்கப்பட்ட



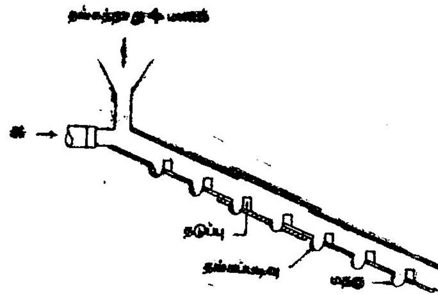
படம் 12.1

வில்ஃபிலே அடுக்கு

தங்கத்துகள்கள் தனியே சேகரிக்கப்படுகின்றன. இந்த அடுக்கில் தங்கத்தின் பெரிய துகள்கள் தரம் பிரிக்கப்படுகின்றன. சிறிய துகள்கள் நீரோட்டத்தில் அடித்துச் செல்லப்படுகின்றன. இவை மீண்டும் தேங்காய் நாரினாலான பாய் பொருத்தப்பட்ட பரப்பின் மீது ஓடவிடப்பட்டு முழுவதும் பிரிக்கப்படுகின்றன.

3. நீரால் தோண்டல் முறை (Hydraulic Mining Method)

சில இடங்களில் வண்டல் தங்கம் ஆறுகளின் கரை விளிம்புகளிற் காணப்படுகிறது. இந்த இடங்களில் இம் முறை பயன்படுகிறது. இந்த முறையில் வண்டல் தங்கப்படிவின்மீது நீர் பீச்சி அடிக்கப்படுகிறது. அதனுற் சிதறுண்ட துகள்கள் நீருடன் கலந்து ஓடுகின்றன. இந்தக் கலவை குறுக்கு வட்டத்தில் மரச்சட்டங்கள் பொருத்தப்பட்ட மதகின்மீது ஓடும்படி செய்யப்படுகிறது (படம் 12-2). கனமான தங்கத்துகள்கள் மரச்சட்டத்தால் தடுக்கப்பட்டுக் கீழுள்ள குழிகளிற் படிகின்றன. இலேசான மண்துகள்கள் நீரோட்டத்தால் எடுத்துச் செல்லப்படுகின்றன.



படம் 12.2
நீரால் தோண்டல் முறை

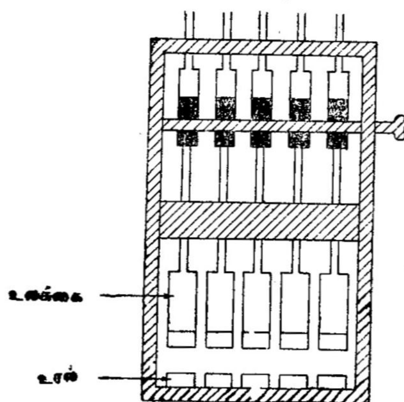
12·3 ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்ஸிலிருந்து பிரித்தெடுத்தல் (Extraction from auriferous quarts)

தங்கம் சில இடங்களிற் கடின பாறைகளிற் கலந்து கிடைக்கிறது. சில இடங்களில் ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்சாகக் கிடைக்கிறது. இந்த இடங்களில் தாதுக்கள் இயந்திரங்களால் உடைக்கப்பட்டுக் குத்துக்கலனுல் (Stamp battery) தூளாக நுணுக்கப்படுகின்றன.

குத்துக்கலன் வரிசையாகவுள்ள எஃகினுலான ஐந்து உரல் (Dies = mortars) உலக்கைகளால் (Pestles = Stamps) ஆனது (படம் 12-3). இந்த உலக்கைகள் 1250 பவுண்டு எடையுள்ளன. இந்த உலக்கைகள் இயந்திரத்தால் மேலே தூக்கிக் கீழே போடப்படுகின்றன. இதனுல் உரலில் உள்ள பாறைகள் நுண்ணிய தூளாகின்றன. இப்படித் தூளாக்கப்பட்ட தாதுக்கள் நீராற் கழுவப்பட்டுப் பின்வரும் முறைகளுக்கு உள்ளாக்கப்படுகின்றன.

(அ) இரசக் கலவையாக்கல் முறை (Amalgamation Process)

தூளாக்கப்பட்ட நீரிற் கலந்துள்ள மிகுந்த தங்கமுள்ள தாதுக்கள் பாதரசம் பூசப்பட்ட தாமிரத் தகடுகள்மீது ஓடும்படி விடப்படுகின்றன. இதனால் தங்கத்துகள்கள் பாதரசத்துடன் கலந்து இரசக்கலவையாகத் (amalgam) தங்குகின்றன. மண்துகள் களும் ஓரளவு தங்கத்தின் தாதுக்களும் அடித்துச் செல்லப்படு கின்றன. [இந்தக் கழுவல்கள் (washings) அதன்பின் சயனைட் முறைக்கு (Cyanide process) உள்ளாக்கப்படுகின்றன]. தாமிரத் தகடுகளில் இருந்த தங்கத்தின் இரசக்கலவை வழித்தெடுக்கப் பட்டுக் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. இதில் பாதரசம் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. தங்கம் கலனில் தங்குகிறது. இந்த முறையில் தாதுக்களில் இருக்கும் தங்கத்தில் ஏறத்தாழ 70-80% பிரித் தெடுக்கப்படுகிறது.



படம் 12.3
குத்துக்கலன்

(ஆ) சயனைட் முறை (Cyanide Process)

இரசக்கலவை முறையின் இறுதியிற் கிடைக்கும் கழுவல்களில் (washings) சிறிதளவு தங்கம் உள்ளது. இந்தத் தங்கம் இந்த முறையிற் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. மேலும் குத்துக்கலனிலிருந்து கிடைக்கும் துகள்களிலிருந்தும் தங்கம் இந்த முறையிற் பிரிக்கப் படுகிறது.

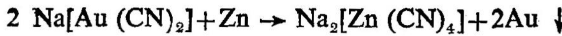
இந்த முறையில் தூளாக்கப்பட்ட தாதுக்கள் அல்லது இரசக் கலவை முறையிற் கிடைத்த கழுவல்கள் காற்றின் முன்னிலையில் சோடியம் சயனைட் கரைசலிற் சேர்த்துக் கலக்கப்படுகின்றன.

இதனால் தங்கம், சோடியம் ஆரோசயனைட்டாக மாறி நீரிற் கரைந்து கரைசலாகக் கிடைக்கிறது.



$$4\,Au + 2H_2O + O_2 + 8NaCN \rightarrow 4Na[Au(CN)_2] + 4NaOH$$

இப்படி உண்டான சோடியம் ஆரோசயனைட் கரைசலுடன் அதன் பின் துத்தநாகத் துருவல்கள் சேர்த்துக் கலக்கப்படுகிறது. இதனால் தங்கம் வீழ்படிவாகப் படிகிறது.



$$2\,Na[Au\,(CN)_2] + Zn \rightarrow Na_2[Zn\,(CN)_4] + 2Au \downarrow$$

வீழ்படிவாகக் கிடைத்த தங்கத்துடன் கந்தக அமிலம் சேர்க்கப் படுகிறது. பயன்படாத துத்தநாகம் முழுவதும் இதிற் கரைகிறது. தங்கம் தனித்துக் கிடைக்கிறது. இது கிராஃபைட் மூசைகளில் உருக்கப்பட்டுக் கட்டிகளாக வார்க்கப்படுகிறது.

12.4 தங்கத்தைத் தூய்மையாக்கல் (Purification of Gold)

பிரித்தெடுக்கப்பட்ட தங்கம் முற்றிலும் தூய்மையானது அன்று. அதில் வெள்ளி, தாமிரம், துத்தநாகம், ஈயம் போன்ற உலோகங்கள் மாசாகக் கலந்துள்ளன. எனவே, தங்கம் மின் பகுப்பு முறையில் தூய்மை செய்யப்படுகிறது.

மின்பகுப்பு முறையில் தூய்மையற்ற தங்கம் நேர்மின்வாயாக வும் (anode), தூய தங்கம் எதிர்மின்வாயாகவும் (cathode) 10-12% ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கலந்த தங்கக் குளோரைடு (Gold chloride) கரைசலில் வைக்கப்பட்டு மின்னோட்டம் நிகழ்த்தப் படுகிறது. தூய்மையற்ற தங்கம் இதனாற் கரைகிறது. தூய தங்கம் எதிர்மின்வாய்மீது படிகிறது.

12.5 பண்புகள் (Properties)

(i) தங்கம் கனமான மஞ்சள் நிறமுடைய பளபளப்புடைய உலோகம்.

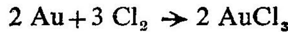
(ii) இது கம்பியாகும் பண்பும் தகடாகும் பண்பும் மிகுதி யாகக் கொண்டது.

(iii) இது வெப்பம், மின்சாரம் ஆகியவற்றை எளிதிற் கடத்தும்.

(iv) இது நீர், காற்று, காரங்கள் ஆகியவற்றாற் பாதிக்கப் படுவதில்லை.

(v) இது அமிலங்களாற் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால் 'இராஜ திராவகம்' (aqua regia) என்னும் அமிலக்கலவையில் மட்டும் கரைகிறது.

(vi) இது 200°C வெப்பநிலையில் குளோரினுடன் கூடுகிறது. இதனால் ஆரிக் குளோரைடு (auric chloride) உண்டாகிறது. இது இன்னும் சூடாக்கப்பட்டாற் சிதைகிறது.



$$2\ Au + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ AuCl_3$$

(vii) இது காற்றின் முன்னிலையில் கார சயனைட் கரைசல்களிற் (alkali cyanide) கரைகிறது.

12.6 பயன்கள் (Uses)

(i) அணிகலன்கள், நாணயங்கள் செய்யத் தங்கம் பயன்படுகிறது.

(ii) பொருள்களுக்கு முலாம்பூசத் தங்கம் பயன்படுகிறது.

(iii) தங்கத்தின் மிக மெல்லிய தகடுகள் அழகுவேலைகள் செய்யப் பயன்படுகின்றன.

(vi) மருந்துகள் செய்யவும் தங்கம் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. தங்கம் இயற்கையில் எவ்வாறு கிடைக்கிறது? இதனைப் பிரித்தெடுத்தலையும் தூய்மையாக்கலையும் விவரிக்க. வெள்ளியுடன் கலந்து உண்டான உலோகக்கலவையிலிருந்து இதனைத் தூயநிலையில் எப்படிப் பிரித்தெடுப்பது? (செ. ப. ஏப்ரல் '61)

2. வண்டல் தங்கத்திலிருந்து தங்கத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையை விவரிக்க.

3. ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்சிலிருந்து தங்கத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையை விவரிக்க.

13. துத்தநாகம்

(Zinc)

13.1 தோற்றம் (Occurrence)

துத்தநாகம் பன்னெடுங்காலமாக மக்களாற் பயன்படுத்தப் படுகிறது. பண்டைய மக்கள் இன்றைய பித்தளையை ஒத்த ஓர் உலோகக் கலவையைப் பயன்படுத்தி யிருக்கின்றனர். அந்த உலோகக் கலவை தாமிரம், துத்தநாகம் ஆகிய இரண்டும் கலந்த தாகும். எனினும் துத்தநாகம் 1720-லேதான் தூயநிலையிற் பிரிக்கப்பட்டதாக வரலாறு குறிக்கிறது.

துத்தநாகம் தனித்தநிலையிற் கிடைப்பதில்லை. மாறாக, கூடிய நிலையிற் கீழ்க்குறித்துள்ள தாதுக்களாகக் கிடைக்கிறது.

1. துத்தநாக பிளண்டு (Zinc blende), ZnS
2. காலமின் (Calamine), $ZnCO_3$

13.2 குறைப்புமுறையிற் பிரித்தெடுப்பு (Extraction by reduction process)

குறைப்புமுறையில் துத்தநாகத்தை அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரிக்கும் முறை கீழ்வருகிற முறைகளில் நிகழ்த்தப்படுகிறது.

(அ) செறிவுமிகுத்தல் (Concentration)

துத்தநாகத்தின் சல்பைடுத் தாது நன்கு உடைத்துத் தூளாக் கப்படுகிறது. அதன்பின் 'நுரைமிதப்பு முறையில்' (Froth floatation process) செறிவு மிகுக்கப்படுகிறது.

'நுரைமிதப்பு முறையில்' தாதுவின் துகள்கள் எண்ணெய் கலந்த நீரில் இடப்பட்டுக் காற்றுச் செலுத்தப்பட்டு நன்றாகக் கலக்கப்படுகின்றன. இதனால் மண் பொருள்கள் நீரில் நனைந்து

அடியில் தங்குகின்றன. தாதுவின் துகள்கள் நுரையுடன் கலந்து பரப்பிற்கு உயர்ந்து மிதக்கின்றன. இந்த நுரையில் நிறைந்த செறிவு மிகுந்த தாதுக்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

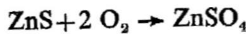
(ஆ) வறுத்தல் (Roasting)

அதன்பின் செறிவு மிகுக்கப்பட்ட தாது 900°C வெப்பநிலையில் மிகுதியான காற்றில் நன்கு வறுக்கப்படுகிறது. இதனால் துத்தநாகச் சல்ஃபைடு துத்தநாக ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



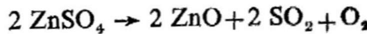
$$2\ ZnS + 3\ O_2 \rightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$$

சிறிதளவு துத்தநாகம் சல்ஃபேட்டாகவும் ஆக்சிகரணம் அடைகிறது.



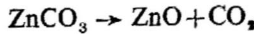
$$ZnS + 2\ O_2 \rightarrow ZnSO_4$$

ஆனால் இந்த வெப்பநிலையில் சல்ஃபேட் சிதைந்து ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



$$2\ ZnSO_4 \rightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2 + O_2$$

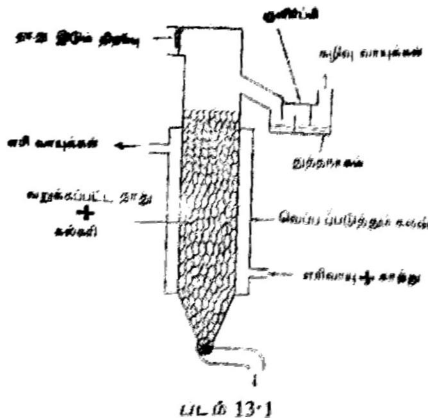
காலமின் தாது பயன்படுத்தப்படின் அது சூடாக்கப்படுகிறது (நீற்றுதல்). இதனால் அது ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



$$ZnCO_3 \rightarrow ZnO + CO_2$$

(இ) குறைப்பு (Reduction)

வறுக்கப்பட்ட தாது தூளாக்கப்பட்ட நிலக்கரி அல்லது கல்கரியுடன் (Coke) கலக்கப்பட்டுச் சிறுசிறு கட்டிகளாகச் செய்யப்

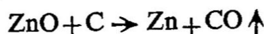


படம் 13·1

செங்குத்து வாலைமுறை

படுகிறது. இந்தக் கட்டிகள் உயர்ந்த செங்குத்தான வாலைகளில் (படம் 13·1) இட்டு நிரப்பப்படுகின்றன. அதன்பின் வாலை வெப்பப்

படுத்தப்படுகிறது. இதனுல் துத்தநாக ஆக்சைடு துத்தநாகமாகக் குறைப்பு அடைகிறது.



$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO \uparrow$$

துத்தநாகத்தின் கொதிநிலை 920°C ஆகும். எனவே, வாலையின் மிக்க வெப்பநிலையில் உண்டான துத்தநாகம் ஆவியாக மேலுள்ள திறப்பு வழியாக வெளியேறுகிறது. இதனைக் குளிர்ப்பித்துத் துத்தநாகம் திண்மநிலையில் பெறப்படுகிறது.

(ஈ) தூய்மையாக்கல் (Purification)

பிரித்தெடுக்கப்பட்ட துத்தநாகத்தில் ஏறத்தாழ 1·3% ஈயமும், 0·1% இரும்பும், மிகமிகச் சிறிய அளவில் காட்மியம், ஆர்சனிக் ஆகியனவும் இருக்கின்றன. இந்த மாசுகள் மின்பகுப்பு முறையில் நீக்கப்பட்டுத் தூய துத்தநாகம் பெறப்படுகிறது.

மின்பகுப்பு முறையில் தூய்மையாக்கலில் சிறிதளவு கந்தக அமிலம் கலந்த துத்தநாகச் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலில் (மின்பகுளி) தூய்மையற்ற துத்தநாகம் நேர்மின்வாயாகவும், தூய துத்தநாகம் எதிர் மின்வாயாகவும் வைக்கப்பட்டு மின்னோட்டம் செலுத்தப் படுகிறது. இதனுல் தூய துத்தநாகம் எதிர் மின்வாயில் படிகிறது.

13 3 மின்பகுப்பு முறையிற் பிரித்தெடுப்பு (Extraction by Electrolytic process)

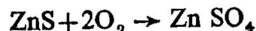
துத்தநாகம் அதன் தாதுக்களிலிருந்து மின்பகுப்பு முறையிலும் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இந்த முறை கீழ்வருகிற முறைகளில் நிகழ்த்தப்படுகிறது.

(அ) செறிவு மிகுத்தல் (Concentration)

துத்தநாகத்தின் சல்ஃபைட்டுத் தாது நன்கு உடைத்துத் தூளாக்கப்படுகிறது. அதன்பின் நுரைமிதப்பு முறையில் செறிவு மிகுக்கப்படுகிறது. இதற்காகத் தாதுவின் துகள்கள் எண்ணெய் கலந்த நீரில் இடப்பட்டுக் காற்றுச் செலுத்தப்பட்டு நன்ருகக் கலக்கப்படுகின்றன. இதனுல் மண்பொருள்கள் நீரில் நனைந்து அடியிலே தங்குகின்றன. தாதுவின் துகள்கள் நுரையுடன் கலந்து மேற்பரப்பிற்கு வந்து மிதக்கின்றன. இந்த நுரையில் நிறைந்த செறிவு மிகுந்த தாதுக்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

(ஆ) வறுத்தல் (Roasting)

செறிவு மிகுக்கப்பட்ட துத்தநாகம் 650°C வெப்பநிலையில் மிகுதியான காற்றில் நன்கு வறுக்கப்படுகிறது. இதனுல் துத்தநாகச் சல்ஃபைடு சல்ஃபேட்டாக மாறுகிறது.



$$ZnS + 2O_2 \rightarrow Zn\,SO_4$$

சிறிதளவு துத்தநாகம் ஆக்சைடாகவும் மாறுகிறது.



$$2\ ZnS + 3\ O_2 \rightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$$

எனவே வறுக்கப்பட்ட தாதுவுடன் 6% கந்தக அமிலம் சேர்த்துக் கலக்கப்படுகிறது. இதனால் ஆக்சைடு சல்ஃபேட்டாக



$$ZnO + H_2\ SO_4 \rightarrow Zn\ SO_4 + H_2O$$

மாறுகிறது. துத்தநாக சல்ஃபேட் நீரில் கரையும் பொருள். எனவே துத்தநாக சல்ஃபேட் கரைசல் தோன்றுகிறது.

(இ) கரைசலைத் தூய்மையாக்கல் (**Purification of the Solution**)

மேற்கண்டபடி கிடைத்த துத்தநாக சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் தூய்மையானதன்று. இதில் தாமிரம், காட்மியம், ஆர்சனிக் ஆன்டிமனி, மாங்கனீசு, அலுமினியம், இரும்பு போன்ற உலோகங்கள் மாசாக உள்ளன. எனவே இக் கரைசல் கீழ்வருமாறு தூய்மையாக்கப்படுகிறது

(i) கரைசலுடன் நீர்த்த சுண்ணும்பு (milk of lime) சேர்த்துக் கலக்கப்படுகிறது. இதனால் இரும்பு, அலுமினியம், ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி ஆகியவை வீழ்படிவாகப் படிகின்றன. இவைவடிகட்டி நீக்கப்படுகின்றன.

(ii) கரைசலின் வழியாகக் காற்றுச் செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் மாங்கனீசு ஆக்சிகரணம் அடைந்து நீரேற்ற ஆக்சைடாகி (hydrated Oxide) வீழ்படிவாகப் படிகிறது. இது வடிகட்டி நீக்கப் படுகிறது.

(iii) கரைசலுடன் அதன்பின் துத்தநாகத் தூள்கள் சேர்க்கப் படுகிறது இதனால் தாமிரம், காட்மியம் ஆகியன வீழ்படிவாகப் படிகின்றன. இவை வடிகட்டி நீக்கப்படுகின்றன.

(ஈ) மின்னாற் பகுப்பு (Electrolysis)

தூய்மையாக்கப்பட்ட துத்தநாக சல்ஃபேட், ஒரு தூய காரீயத் தகட்டை நேர்மின் வாயாகவும் ஒரு அலுமினியத்தகட்டை எதிர் மின் வாயாகவும் கொண்டு மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. இதனால் தூய துத்தநாகம் எதிர்மின் வாயில் (அலுமினியத் தகட்டின் மீது) படிகிறது.

துத்தநாகம் படிந்த அலுமினியத்தகடு சூடாக்கப்படுகிறது. இதனால் 419.4°C உருகிய நிலையுடைய துத்தநாகம் உருகிப் பிரிகிறது. உருகுநிலை 660°C உடைய அலுமினியம் உருகாதிருக்கிறது.

இந்த மின்னாற்பகுப்புமுறை மற்ற முறைகளைவிடச் சிறந்தது. இதிற் கிடைக்கும் துத்தநாகம் தூய்மையானது. இதனை மேலும் தூய்மைப்படுத்த வேண்டியதில்லை. இந்த முறை மிகக் குறைந்த அளவு துத்தநாகம் இருக்கும் தாதுக்களிலிருந்து துத்தநாகத்தைப் பிரிக்கப் பயன்படுகிறது.

13.4 பௌதிகப் பண்புகள் (Physical properties)

(i) துத்தநாகம் நீலம் கலந்த வெள்ளை உலோகம்.

(ii) இது கடினமானது; எளிதில் உடையக்கூடியது.

(iii) இது 120°C வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கப்பட்டபின் மென்மையானதாக மாறுகிறது. இதன் கம்பியாகும் பண்பும் தகடாகும் பண்பும் மிகுதியாகின்றன. இதனை மேலும் சூடாக்கினால் 200°C வெப்பநிலையில் மீண்டும் உடையும் தன்மையைப்பெறுகிறது.

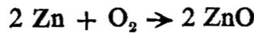
(iv) இது மின்சாரம், வெப்பம் ஆகியவற்றை நன்கு கடத்துகிறது.

(v) இது மற்ற உலோகங்களுடன் கூடி உலோகக்கலவைகளை உண்டாக்குகிறது.

13.5 வேதிப் பண்புகள் (Chemical properties)

(i) காற்றுடன் வினை

இது உலர்ந்த காற்றால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால் ஈரக் காற்றில் இது மங்குகிறது. இது காற்றில் சூடாக்கப்பட்டால் பசு நீல நிறச் சுடருடன் எரிந்து ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



$$2\,Zn + O_2 \rightarrow 2\,ZnO$$

(ii) நீருடன் வினை

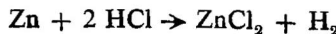
இது குளிர்ந்த நீருடன் வினைபுரிவதில்லை. ஆனால் கொதிக்கும் நீரினை இது சிதைத்து ஹைட்ரஜனை வெளியிடுகிறது.



$$Zn + H_2O \rightarrow ZnO + H_2$$

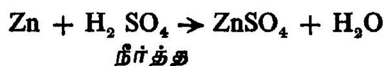
(iii) அமிலங்களுடன் வினை

இது நீர்த்த ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்துடனும் அடர் ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்துடனும் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளியிடுகிறது.



$$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

இது நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனையும் அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து கந்தகடை ஆக்சைடையும் வெளியிடுகிறது.



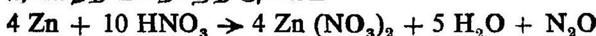
$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$
நீர்த்த



$$Zn + 2H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + 2H_2O + SO_2$$
அடர்

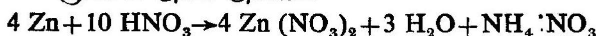
இது நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிகிறது. இதில் கிடைக்கும் வினைபொருள் அமிலத்தின் செறிவு, வெப்பநிலை ஆகிய இரண்டையும் பொறுத்தது.

குளிர்ந்த மிகநீர்த்த அமிலம்



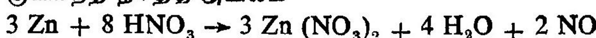
$$4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$

சூடான அடர் அமிலம்



$$4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + 3H_2O + NH_4NO_3$$

குளிர்ந்த நீர்த்த அமிலம்



$$3Zn + 8HNO_3 \rightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$$

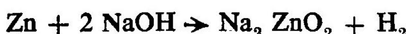
குளிர்ந்த அடர் அமிலம்



$$Zn + 4HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

(iv) காரங்களுடன் வினை

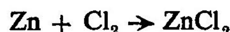
இது சூடான காரங்களிற் கரைந்து ஹைட்ரஜனை வெளியிடுகிறது.



$$Zn + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2$$

(v) அலோகங்களுடன் வினை

இது குளோரின், கந்தகம் போன்ற அலோகங்களுடன் சூடாக்கினாற் கூடுகிறது.

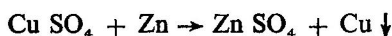


$$Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2$$



$$Zn + S \rightarrow ZnS$$

(vi) இது தாமிரம், வெள்ளி, தங்கம் போன்ற உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.



$$CuSO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + Cu\downarrow$$

13.6 பயன்கள் (Uses)

(i) அச்சுத் தட்டுக்களை (Printing Plates) உருவாக்க இது பயன்படுகிறது.

(ii) தங்கம், வெள்ளி ஆகிய உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைகளில் இது பயன்படுகிறது.

(iii) உலர் மின்கலங்களில் (dry batteries) எதிர்மின் வாய்த் தகடாக இது பயன்படுகிறது.

(iv) போர்க்காலத்தில் புகைத்திரைகளை (smoke screens) உண்டாக்க இது பயன்படுகிறது.

(v) மின் உருகிகள் (electrical fuses), வீட்டுச்சாமான்கள் ஆகியன செய்ய இது பயன்படுகிறது.

(vi) துத்தநாக வெள்ளை என்னும் வண்ணம் உண்டாக்க இது பயன்படுகிறது.

(vii) ஆய்வகங்களில் ஹைட்ரஜனை உருவாக்க இது பயன் படுகிறது.

(viii) இதன் துருவல்கள் குறைப்பான்களாகப் பயன்படு கின்றன.

(ix) 100—150°C வெப்பநிலையில் தகடாக்கப்பட்ட துத்தநாகத் தகடுகள் கூரை வேயவும் சத்திரிகள் செய்யவும் பயன்படுகின்றன.

(x) இது இரும்புத் தகடுகள் மீது பூசப்படுகிறது. இப் பூச்சு நாகப்பூச்சு எனப்படும். இதனால் இரும்பு துருப்பிடிக்காமல் தடுக்கப்படுகிறது.

(xi) இது மற்ற உலோகங்களுடன் கூட உலோகக்கலவைகளைத் தருகிறது. அவற்றுட் குறிப்பிடத்தக்க சில உலோகக்கலவைகள் கீழே அட்டவணைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன:-

உலோகக்கலவை	பகுதிப் பொருள்கள்	புனைவு சதவீதம்	பயன்கள்
1. பித்தளை	Cu-Zn	80 : 20	கலங்கள், குளிர்ப்புக் குழாய்கள்
2. ஜெர்மன் வெள்ளி	Cu-Zn-Ni	60 : 25 : 15	பளபளப்பான பொருள்கள்
3. டெல்டா உலோகம்	Cu-Zn-Fe	55 : 41 : 4	வால்வுகள், ரவைகள்
4. டை கேஸ்டிங் உலோகம்	Zn-Al-Mg	96 : 4 : 0·02	சிறிய, ஓரளவு பெரிய வார்ப்புக் கலங்கள்

வினாக்கள்

1. துத்தநாகம் அதன் தாதுவிலிருந்து எப்படிப் பிரித்தெடுக்கப் படுகிறது?

2. மின்பகுப்பு முறையால் துத்தநாகம் அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித் தெடுக்கப்படுவதை விவரிக்க,

3. துத்தநாகத்தின் பண்புகளை விவரித்துப் பயன்களைக் கூறுக. துத்த நாகத்தின் உலோகக்கலவைகளைக் குறிப்பிடுக.

14. வெள்ளீயம்

(Tin)

14.1 தோற்றம் (Occurrence)

வெள்ளீயம் சில இடங்களில் தனித்த நிலையில் மிகச் சிறிய அளவிற் கிடைக்கிறது. இது பல தாதுக்களிற் கூடியநிலையிற் காணப்படுகிறது. அவற்றுள் மிகுதியாகக் கிடைக்கும் தாதுக்கள் கீழ்வருவன :

1. வெள்ளீயக் கல் (Tin stone) SnO_2

3. வெள்ளீய பைரட்கள் (Tin pyrites); $Cu_2Fe\,SnS_4$

14.2 பிரித்தெடுப்பு (Extraction)

வெள்ளீயக்கல் தாதுவில் ஏறத்தாழ 5–10% ஸ்டேனிக் ஆக்சைடு(SnO_2)உள்ளது. அன்றியும் இரும்பு, தாமிர பைரட்டுகள் உல்ஃபரமைட் (Wolframite) ஆகியனவும் உள்ளன. எனவே வெள்ளீயத்தைப் பிரித்தெடுக்குமுன் தாதுவிலிருந்து மாசுகளை நீக்க வேண்டும். வெள்ளீயத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறை கீழ் வருவது போலப் படிப்படியாக நிகழ்த்தப்படுகிறது.

(அ) செறிவுமிகுத்தல் (Concentration)

நன்கு தூளாக்கப்பட்ட தாது விரைந்தோடும் நீரில் நன்கு கழுவப்படுகிறது. இதனால் மெல்லிய மண்பொருள்கள் நீரோட்டத்தில் அடித்துச் செல்லப்படுகின்றன. கனமான வெள்ளீயக்கல், உல்ஃப்ரமைட் போன்றவை அடியிற் படிகின்றன.

(ஆ) வறுத்தல் (Roasting)

சாய்ந்து சுழலும் ஓர் உலையில் செறிவு மிகுக்கப்பட்ட தாது வெப்பக்காற்றால் நன்கு வறுக்கப்படுகிறது. இதனால் ஆர்சனிக்,

கந்தகம் போன்ற பொருள்கள் ஆக்சைடுகளாக வெளியேறுகின்றன. தாமிரம், இரும்பு போன்றவையும் ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றன.

(இ) கழுவுதல் (Washing)

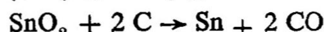
வறுக்கப்பட்ட தாதுவானது நீராற் கழுவப்படுகிறது. இதனால் சல்பேட்டுகள் கரைந்து நீங்குகின்றன. அதன்பின் தாது நீர்த்த ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்தாற் கழுவப்படுகிறது. இதனால் ஆக்சைடுகள் நீங்குகின்றன. இப்பொழுது தாதுவினுள் ஸ்டேனிக் ஆக்சைடும் உல்ஃப்ரமைட்டும் இருக்கின்றன.

(ஈ) மின்காந்தப் பிரிவு (Electro magnetic separation)

தாதுவினுள் மாசாக உள்ள உல்ஃப்ரமைட் காந்தப்பண்பு உடையது. எனவே மின்காந்தப்புலத்தைப் பயன்படுத்திப் பிரிக்கப் படுகிறது, மின்காந்த உருளைகள் (படம் 10-2) மீது சுழலும்பட்டை (Belt) மீது தாது தூவப்படுகிறது. பட்டை கீழ்நோக்கிச் செல்லும் போது காந்தத்தாற் கவரப்படாத ஸ்டேனிக் ஆக்சைடு கீழே கொட்டுகிறது; காந்தப்புலத்தால் கவரப்படும் உல்ஃப்ரமைட் சிறிது தாண்டிக் காந்தப்புலமற்ற இடத்தில் விழுகிறது. இப்படி ஸ்டேனிக் ஆக்சைடு தனியே பிரிக்கப்படுகிறது. இப்படிக்கிடைக்கும் தூய தாது "கருப்பு வெள்ளீயம்" (Black Tin) எனப்படும்.

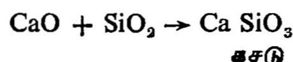
(உ) குறைப்பு (Reduction)

"கருப்பு வெள்ளீயம்" எனப்படும் தூய தாது அதன் எடையில் ஐந்தில் ஒரு பங்கு உள்ள ஆன்த்ரசயிட் (anthracite) உடன் கலக்கப் பட்டு ஓர் எதிர்வெப்ப உலையில் (Reverberatory furnace) 1200— 1300°C வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கப்படுகிறது. கூடவே சிறிதளவு நீற்றிய சுண்ணாம்பும் (இளக்கி) சேர்க்கப்படுகிறது. ஸ்டேனிக் ஆக்சைடு குறைப்பு அடைகிறது.



$$SnO_2 + 2\,C \rightarrow Sn + 2\,CO$$

தோன்றும் உலோகம் உருகி அடியிலே தங்குகிறது. அது அவ்வப் போது வெளியேற்றப்பட்டுக் கட்டியாக உறைய வைக்கப்படுகிறது. நீற்றிய சுண்ணாம்பு மணலுடன் கூடிக் கசடாக மாறி மேலே மிதக் கிறது.



$$CaO + SiO_2 \rightarrow \underset{\text{கசடு}}{Ca\,SiO_3}$$

(ஊ) தூய்மையாக்கல் (Purification)

பிரித்தெடுக்கப்பட்ட வெள்ளீயம் 99.5% தூயது. அதில் இரும்பு, தாமிரம், டங்ஸ்டன், ஆர்சனிக் போன்ற மாசுகள் சிறிது கலந்துள்ளன. அவை கீழ்வருமாறு மின்பகுப்பு முறையால் நீக்கப்பட்டு வெள்ளீயம் தூய்மை செய்யப்படும்.

ஸ்டேனஸ் சல்பேட்டும் கந்தக அமிலமும் கலந்த கலவையை மின்பகுளியாகவும் தூய்மையற்ற வெள்ளீயக்கட்டியை நேர்மின் வாயாகவும் தூய்மையான வெள்ளீயத்தை எதிர்மின் வாயாகவும் கொண்டு மின்னோட்டம் செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் நேர்மின் வாயில் உள்ள வெள்ளீயம் கரைகிறது. அதற்குச் சமமான தூய வெள்ளீயம் 99.9% எதிர்மின் வாயில் படிகிறது.

14.3 பௌதிகப் பண்புகள் (Physical properties)

(i) இது பளபளப்பான வெண்மையான உலோகம்.

(ii) இது மெதுவானது; தகடாக்கத் தக்கது (malleable); ஆனால் அதேயளவு கம்பியாக்கத் தக்கது அன்று.

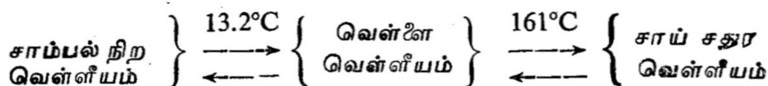
(iii) 200°C வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கப்பட்டால் உடையும் தன்மையைப் பெறுகிறது.

(iv) இதன் தகடு ஒன்றை வளைத்தால் ஒருவித ஒலி உண்டாகிறது.

(v) மின்சாரம், வெப்பம் ஆகியவற்றை இது நன்கு கடத்துகிறது.

(vi) மற்ற உலோகங்களுடன் கூடிப் பல உலோகக்கலவைகளை இது தருகிறது.

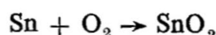
(vii) இது "புறவேற்றுமைப் பண்பு" உடையது. இதன் மூன்று புறவேற்றுமை வடிவங்கள் கீழ்வருவன :



14.4 வேதிப் பண்புகள் (Chemical properties)

(i) காற்றுடன் வினை

வெள்ளீயம் காற்றினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால் இது உருகிய நிலையில் காற்றுபடுமாறு திறந்திருப்பின் ஆக்சைடாக மாறி வெண்மையான கசடாகப் பிரிகிறது.



$$Sn + O_2 \rightarrow SnO_2$$

ii) நீருடன் வினை

வெள்ளீயம் குளிர்ந்த அல்லது கொதிக்கும் நீருடன் வினை புரிவதில்லை. ஆனால் சூடாக்கப்பட்ட நிலையில் நீராவியுடன் வினை புரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளியிடுகிறது.



$$Sn + 2\,H_2O \rightarrow SnO_2 + 2\,H_2 \uparrow$$

(iii) ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினை

வெள்ளீயம் நீர்த்த அல்லது அடர் ஹைட்ரோக்குளோரிக் அமிலத்தில் கரைந்து ஹைட்ரஜனைத் தருகிறது.



$$Sn + 2\,HCl \rightarrow SnCl_2 + H_2$$

(iv) கந்தக அமிலத்துடன் வினை

வெள்ளீயம் நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடனும் சூடான அடர் கந்தக அமிலத்துடனும் வினைபுரிந்து முறையே ஹைட்ரஜனையும் கந்தக டைஆக்சைடையும் உண்டாக்குகிறது.



$$Sn + H_2SO_4 \rightarrow SnSO_4 + H_2$$

நீர்த்த



$$Sn + 4\,H_2SO_4 \rightarrow Sn\,(SO_4)_2 + 4\,H_2O + 2\,SO_2$$

அடர்

(v) நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினை

வெள்ளீயம் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிகிறது. இந்த வினையில் தோன்றும் வினைபொருள் அமிலத்தின் செறிவையும் வெப்பநிலையையும் பொறுத்து மாறுகிறது.

குளிர்ந்த நீர்த்த அமிலம்



$$4\,Sn + 10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Sn\,(NO_3)_2 + 3\,H_2O + NH_4\,NO_3$$

ஓரளவு செறிவுள்ள அமிலம்



$$Sn + 4\,HNO_3 \rightarrow H_2SnO_3 + H_2O + 4\,NO_2$$

(vi) காரங்களுடன் வினை

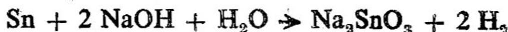
வெள்ளீயம் காரங்களுடன் வினைபுரிகிறது. வினைபொருள் காரத்தின் செறிவையும் வெப்பநிலையையும் பொறுத்து மாறுகிறது.

குளி'ந்த நீர்த்த அமிலம்



$$Sn + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SnO_2 + H_2$$

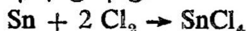
சூடான அடர் காரம்



$$Sn + 2\,NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SnO_3 + 2\,H_2$$

(vii) குளோரினுடன் வினை

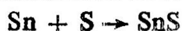
குளோரினுடன் வெள்ளீயம் நேரடியாகக் கூடினால் ஸ்டேனிக் குளோரைடைத் தருகிறது.



$$Sn + 2\,Cl_2 \rightarrow SnCl_4$$

(viii) கந்தகத்துடன் வினை

வெள்ளீயம் சூடாக்கப்பட்டால், கந்தகத்துடன் கூடி, ஸ்டேனஸ் சல்ஃபைடை உண்டாக்குகிறது.



$$Sn + S \rightarrow SnS$$

14·5 பயன்கள்

(i) வெள்ளீயம் இரும்புத் தகடுகள்மீதும் பிற தகடுகள்மீதும் பூசப் பயன்படுகின்றது. இதனால் துருப்பிடிக்காமல் தடுக்கப்படுகிறது.

(ii) வெள்ளீயம் சமையற் கலன்களுக்குக் கலாய் பூசப் பயன்படுகிறது. இதனால் உணவுப்பொருள்கள் நச்சுத்தன்மை அடைவது தடுக்கப்படுகிறது.

(iii) வெள்ளீயத்தின் மெல்லிய தகடுகள் பொருள்களை மூடிக் காக்கப் பயன்படுகின்றன.

(iv) வெள்ளீயம் மற்ற உலோகங்களுடன் கூடிப் பல உலோகக் கலவைகளை உண்டாக்குகிறது. அவையும் அவற்றின் பயன்களும் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன:

உலோகக்கலவை	பகுதிப் பொருள்கள்	புனைவு சதவீதம்	பயன்கள்
1. துப்பாக்கி உலோகம் (Gun Metal)	Cu—Sn—Zn	86 : 10 : 4	போர்க் கருவிகள், அழகுப் பொருள்கள்
2. பாஸ்ஃபோர் வெண்கலம் (Phosphour Bronze)	Cu—Sn—P	85 : 13 : 2	வால்வுகள், ரவைகள்
3. முறி வெண்கலம் (Bell Metal)	Cu—Sn	80 : 20	கலங்கள்
4. டைப் உலோகம் (Type Metal)	Pb—Sb—Sn	60 : 30 : 10	அச்சு எழுத்துகள்
5. பிரிட்டானிய உலோகம் (Britannia Metal)	Sn—Pb	90 : 10	கலங்கள்
6. ஸ்பெகுலம் (Speculum)	Cu—Sn	55 : 45	முலாம் பூசுதல்

வினாக்கள்

1. வெள்ளீயத்தின் சிறப்பான தாதுக்கள் யாவை? அவற்றிலிருந்து வெள்ளீயம் எவ்வாறு பெறப்படுகிறது? வெள்ளீயம் அமிலங்களுடனும் காரங்களுடனும் எவ்வாறு வினைபுரிகிறது? (செ. ப. செப்டம்பர் '67)

2. வெள்ளீயம் அதன் ஆக்சைடுத் தாதுவிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுவதை விவரிக்க.

15. நிக்கல்
(Nickel)

15.1 தோற்றம் (Occurrence)

நிக்கல் தனித்த நிலையில் விண்கற்களில் (Meteorites) காணப் படுகிறது. இது கூடியநிலையில் கீழ்வரும் தாதுக்களில் காணப் படுகிறது:

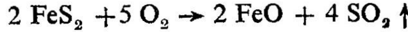
1. பென்ட்லண்டைட் (Pentlandite) ; (Ni Cu Fe) S
2. கார்னிரைட் (Garnierite); (Mg, Ni) SiO_3. 11 H_2O
3. க்யூஃபர் நிக்கல் (Kupfer-Nickel); NiAs
4. நிக்கல் கிளான்ஸ் (Nickel glance) ; NiS
5. ஸ்மல்டைட் (Smaltite); (Ni, CO, Fe) As_2

இவற்றுள் முன்னவை இரண்டுமே எளிதில் மிகுதியாகக் கிடைக்கும் சிறப்பான தாதுக்கள் ஆம்.

15.2 பிரித்தெடுப்பு (Extraction)

(அ) வறுத்தல் (Roasting)

சல்ஃபைடுத் தாது தூளாக்கப்பட்டு 'நுரைமிதப்பு முறை'யில் (Froth floatation process) செறிவு மிகுக்கப்படுகிறது. இந்தத் தாது அதன்பின் நன்கு வறுக்கப்படுகிறது. இதனால் தாதுவில் உள்ள இரும்புச் சல்ஃபைடு பெரிதும் ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



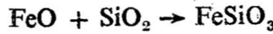
$$2\,FeS_2 + 5\,O_2 \rightarrow 2\,FeO + 4\,SO_2 \uparrow$$

தாமிரச் சல்ஃபைடும் நிக்கல் சல்ஃபைடும் மாறுவதில்லை.

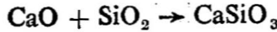
(ஆ) உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting)

வறுக்கப்பட்ட தாது கல்கரி, சுண்ணாம்புக்கல் (இளக்கி) ஆகிய வற்றுடன் சேர்க்கப்பட்டு ஓர் ஊதுலையிலிட்டு (Blast furnace) உருக்கப்படுகிறது. இதனால் இரும்பு ஆக்சைடு சிலிக்காவுடன் கூடி ஃபெரஸ் சிலிக்கேட்டாக (Ferrous silicate) மாறுகிறது.

சுண்ணும்புக் கல்லிலிருந்து தோன்றிய கால்சியம் ஆக்சைடு சிலிக்காவுடன் கூடிக் கால்சியம் சிலிக்கேட்டாக மாறுகிறது. இந்த இரண்டு விளைபொருள்களும் (Products) கசடாகப் (Slag) பிரிந்து மேலே மிதக்கின்றன.



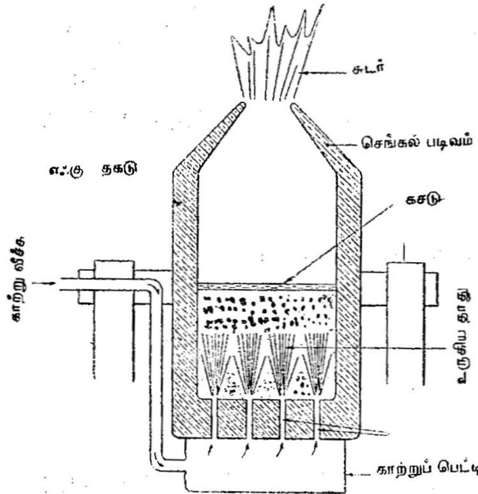
$$FeO + SiO_2 \rightarrow FeSiO_3$$



$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

(இ) பெசிமர் மாற்றுலையில் பிரித்தல் (Bessemerisation)

கசடு நீக்கப்பட்டபின் கிடைக்கும் உருகிய குழம்பில் தாமிரச் சல்ஃபைடு, நிக்கல் சல்ஃபைடு ஆகிய ஒவ்வொன்றும் 13% உள்ளது. இதில் சிறிதளவு இரும்புச் சல்ஃபைடும் உள்ளது. இந்த உருகிய குழம்பு அடுத்து ஒரு பெசிமர் மாற்றுலையில் (Bessemer converter) இடப்படுகிறது (படம் 15.1). இதனுடன் ஒரு சிலிக்கா இளக்கியும் (Silica flux) சேர்க்கப்படுகிறது. குழம்பின் வழியாகக் காற்று



படம் 15.1
பெசிமர் மாற்றுலை

விரைவாகச் செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் கந்தகம் கந்தக டைஆக்சைடு ஆக மாறுகிறது. இரும்பு ஃபெரஸ் ஆக்சைடாகிறது. தோன்றும் ஃபெரஸ் ஆக்சைடு சிலிக்காவுடன் கூடி ஃபெரஸ் சிலிக்கேட்டாகிக் கசடாகப் பிரிகிறது. இப்போது கிடைக்கும்

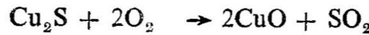
உருகிய குழம்பு நிக்கல் சல்ஃபைடு, தாமிரச் சல்ஃபைடு ஆகிய இரண்டால் ஆனது.

(ஈ) மாண்ட் முறை (Mond process)

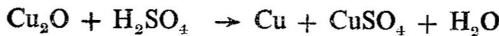
பெசிமர் உலையில் கிடைத்த தாமிரச் சல்ஃபைடு, நிக்கல் சல்ஃபைடு கலந்த கலவை மேட்டி (Matte) எனப்படும். இது அதன்பின் ஓர் உலையில் நன்கு வறுக்கப்படுகிறது. இதனால் தாமிரச் சல்ஃபைடும் நிக்கல் சல்ஃபைடும் ஆக்சைடாக மாறுகின்றன.

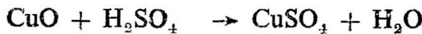

$$2NiS + 3O_2 \rightarrow 2NiO + 2SO_2$$


$$2Cu_2S + 3O_2 \rightarrow 2Cu_2O + 2SO_2$$


$$Cu_2S + 2O_2 \rightarrow 2CuO + SO_2$$

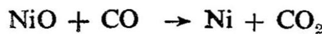
இந்த ஆக்சைடுகளுடன் சூடான நீர்த்த கந்தக அமிலம் சேர்த்துக் கலக்கப்படுகிறது. இதில் தாமிர ஆக்சைடு மட்டும் கரைகிறது. ஆனால், நிக்கல் ஆக்சைடு கரைவதில்லை.

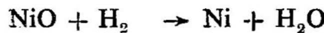

$$Cu_2O + H_2SO_4 \rightarrow Cu + CuSO_4 + H_2O$$


$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

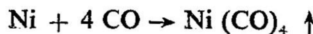
கரைசல் ஆவியாக்கப்பட்டுத் தாமிர சல்ஃபேட் படிகங்கள் பிரிக்கப்படுகின்றன. எஞ்சிய பொருள் பெரிதும் நிக்கல் ஆக்சைடு ஆகும்.

(i) நிக்கல் ஆக்சைடு அதன்பின் ஒரு குறைப்புக் கோபுரத்தின் பல அடுக்குகளில் வைக்கப்பட்டு 300°C வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கப்பட்டு அதன்மீது நீர்வாயு ($CO+H_2$) செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் நிக்கல் ஆக்சைடு நிக்கலாகக் குறைப்பு அடைகிறது.

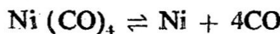

$$NiO + CO \rightarrow Ni + CO_2$$


$$NiO + H_2 \rightarrow Ni + H_2O$$

(ii) குறைப்புக் கோபுரத்தில் இருந்து கிடைத்த நிக்கல் அதன்பின் 50°C வெப்பநிலையில் உள்ள ஆவியாக்கும் கோபுரத்தில் (Volatilising tower) இடப்பட்டு அதன்மீது கார்பன் மோனாக்சைடு செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் எளிதில் ஆவியாகும் நிக்கல் கார்பனைல் (Nickel corbonyl) உண்டாகிறது.


$$Ni + 4\,CO \rightarrow Ni(CO)_4 \uparrow$$

(iii) நிக்கல் கார்பனைல் ஆவி அதன்பின் 180°C வெப்பநிலையில் உள்ள நிக்கல் துணுக்குகளால் நிரப்பப்பட்ட ஒரு சிதைப்பானுள் (Decomposer) செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் நிக்கல் கார்பனைல் சிதைகிறது.


$$Ni(CO)_4 \rightleftharpoons Ni + 4CO$$

நிக்கல் துணுக்குகள்மீது நிக்கல் படிகிலது. இதனால் நிக்கல் துணுக்குகள் பெரிதாகின்றன. இந்த முறையில் கிடைக்கும் நிக்கல் 99·99% தூய்மையானது.

15·3 பௌதிகப் பண்புகள் (Physical properties)

(i) நிக்கல் வெள்ளி போன்ற பளபளப்பான உலோகம்.

(ii) இது கடினமானது; கம்பியாக நீட்டக்கூடியது; தகடாக அடிக்கக்கூடியது.

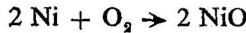
(iii) இது வெப்பம், மின்சாரம் ஆகியவற்றை நன்கு கடத்துகிறது.

(iv) இது பல உலோகங்களுடன் கூடி உலோகக் கலவைகளை உண்டாக்குகிறது.

(v) இது நன்கு தூளாக்கப்பட்ட நிலையில் இதன் பருமனைவிட 17 மடங்கு பருமன் உள்ள ஹைட்ரஜனை உட்கவர்கிறது (Occludes).

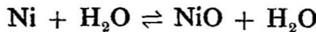
15.4 வேதிப் பண்புகள் (Chemical properties)

(i) நிக்கல் சாதாரண வெப்பநிலைகளில் காற்றுடன் வினைபுரிவதில்லை; ஆனால், சூடாக்கப்பட்டால் ஆக்சிஜனில் எரிந்து ஆக்சைடாக மாறுகிறது.



$$2\,Ni + O_2 \rightarrow 2\,NiO$$

(ii) இது செஞ்சூடாக இருக்கையில் நீராவியால் சிதைகிறது.



$$Ni + H_2O \rightleftharpoons NiO + H_2O$$

(iii) இது நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், கந்தக அமிலம் ஆகியவற்றுடன் அரிதாக வினைபுரிகிறது. ஆனால் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் உடனடியாகக் கரைகிறது.

(iv) இது காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை.

(v) இது சூடாக்கப்படின் குளோரினுடன் நேரடியாகக் கூடிக் குளோரைடை உண்டாக்குறது.

15 .5 பயன்கள்

(i) மூசைகள் (crucibles) செய்ய நிக்கல் பயன்படுகிறது.

(ii) இடுக்கிகள், கரண்டிகள், கலங்கள் ஆகியன செய்ய இது பயன்படுகிறது.

(iii) இரும்பின்மீது முலாம் பூச இது பயன்படுகிறது.

(iv) செயற்கை நெய் (வனஸ்பதி) உண்டாக்குவதில் வினை வேக மாற்றியாக இது பயன்படுகிறது.

(v) பல உலோகக் கலவைகள் செய்ய இது பயன்படுகிறது. பல்வேறுபட்ட நிக்கல் உலோகக் கலவைகள் கீழே குறிப்பிடப் பட்டுள்ளன :

1. நிக்கல் எஃகு (Nickel Steel)

இதில் 2·5–5% நிக்கல் உள்ளது. இது கடினமானது; துருப் பிடிக்காது; சிறிது நீளும்தன்மை உடையது. இது தந்திக் கம்பிகள், விமானங்கள், இயந்திர உறுப்புகள் ஆகியவற்றைச் செய்யப் பயன்படுகிறது.

2. இன்வார் (Invar)

இது ஒரு நிக்கல் எஃகாகும். இதில் 36% நிக்கல் உள்ளது. இது ஊசல்கள் (Pendulum), அறிவியல் கருவிகள் செய்யப் பயன் படுகிறது.

3. நைக்குரோம் (Nichrome)

இதில் 60% நிக்கல், 25% இரும்பு, 15% குரோமியம் உள்ளது. இது மின் வெப்பக் கருவிகளில் தடைக் கம்பிகளாக (resistant wires) பயன்படுகிறது.

4. பிளாட்டினைட் (Platinite)

இதில் 46% நிக்கலும் 54% இரும்பும் உள்ளன; இது மின் விளக்குக் குமிழ்கள் (Bulbs), ரேடியோ வால்வுகள் ஆகியன செய்யப் பயன்படுகிறது.

5. மோனல் உலோகம் (Monel Metal)

இதில் 60% நிக்கலும் 40% தாமிரமும் உள்ளன; இது கொதி கலன்கள், டர்பைன் தகடுகள் (Turbine blades), அழகு பொருள்கள் செய்யப் பயன்படுகிறது.

6. ஜெர்மன் வெள்ளி (German Silver)

இதில் 20% நிக்கல், 55% தாமிரம், 25% துத்தநாகம் ஆகியவை உள்ளன; இது பெரிதும் அணிகலன்கள் செய்யவும் வீட்டுச் சாமான்கள் செய்யவும் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. நிக்கல் அதன் சல்ஃபைட் தாதுவிலிருந்து எவ்வாறு தூய நிலையில் பிரித்துப் பெறப்படுகிறது?

2. நிக்கலின் பண்புகளை விளக்கிப் பயன்களைக் கூறி உலோகக் கலவைகள் பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

மேற்கோள் நூற்பட்டியல்

(BIBLIOGRAPHY)

Harry H. Sisler — Electronic structure, Properties and the Periodic Law

Luis Pauling — College Chemistry

J. D. Lee — Concise Inorganic Chemistry

Sisler and Others — General Chemistry

P. J. Durrant — General and Inorganic Chemistry

Lowry and Cavell — Intermediate Chemistry

J. Basett — Inorganic Chemistry

N. Glinka — General Chemistry

Partington — Text-book of Inorganic Chemistry

C. H. Sorum — Fundamentals of General Chemistry

John Hicks — Comprehensive Chemistry

Barnett and Wilson — Inorganic Chemistry

H. Remy — Treatise on Inorganic Chemistry

கலைச்சொற்கள்

A

Acid anhydrides — நீரற்ற அமிலங்கள்
Acid radical — அமில அணுக்கோவை
Addition compounds — சேர்ப்புச் சேர்மங்கள்
Alkali — காரம்
Alkali cyanide — காரச் சயனைடு
Alloy — உலோகக் கலவை
Alluvial gold — வண்டல் தங்கம்
Amalgam — இரசக் கலவை
Ammonifying bacteria — அமோனியா வாக்கும் பாக்டீரியா
Anode — நேர்மின் வாய்
Antiseptic — புரைதடுப்பான்
Apparatus — கருவி
Arc chamber — மின்வில் அறை
Atomicity — அணுக்கட்டு எண்
Atomic radii — அணு ஆரங்கள்

B

Basicity — காரத்துவம்
Belt — சுழற்றும் பட்டை
Bessemer converter — பெசிமர் மாற்றுலை
Black tin — கருப்பு வெள்ளீயம்
Bleaching agent — வெளுக்கும் பொருள்
Bleaching properties — வெளுக்கும் பண்புகள்
Bleaching powder — சலவைத் தூள்
Bond length — பிணைப்பு நீளம்
Bone ash — எலும்புச் சாம்பல்

C

Calcination — நீற்றுதல்
Calculated — கணக்கிடப்பட்ட
Casting — வார்க்கப்படுதல்

Cast iron pipe — வார்ப்பிரும்புக் குழாய்
Catalyst — வினைவேக மாற்றி
Cathode — எதிர்மின் வாய்
Cations — எதிர் அயனிகள்
Chemical methods — வேதியியல் முறைகள்
Coaxcial — ஓரச்சு
Coke — கல்கரி
Colour — வண்ணம்
Complex compound — அணைவுச் சேர்மம்
Compounds — சேர்மங்கள்
Concentration — செறிவு
Concentric pipes — பொது மையக் குழாய்கள்
Condenser — குளிர்ப்பி
Cork — கார்க்
Corrosive — அரிக்கும் தன்மை
Covalent bond — சகபிணைப்பு
Crucible — மூசை
Crushing — உடைத்தல்
Cupellation — புடமிடுதல்
Cylinder — உருளைகள்

D

Decomposer — சிதைப்பான்
Decomposition — சிதைவு
Dehydrating agent — ஈரம் நீக்கும் பொருள்
Deliquescent — நீர்க்கும் திண்மம்
Denitrifying bacteria — நைட்ரஜனை நீக்கும் பாக்டீரியா
Derivative — வழிப் பொருள்
Deuterium — டியூட்டீரியம்
Deuterolysis — கனநீரால் பிரிகை அடைதல்
Diatomic molecule — ஈரணு மூலக்கூறுகள்
Distillate — வடிதிரவம்
Distillation — காய்ச்சி வடித்தல்
Double bond — இரட்டைப் பிணைப்பு
Dredger — தூர்வாரி இயந்திரம்
Dry methods — உலர் முறைகள்
Dust — தூசி
Dynamic equilibrium — இயங்கு சமநிலை

E

Electric arc — மின் வில்
Electric discharge — மின்பாய்ச்சல்
Electric furnace — மின் உலை
Electrical fuses — மின் உருகிகள்
Electric source — மின் மூலம்
Electric sparks — மின் பொறிகள்
Electrode — மின்வாய்
Electrolyte — மின்பகுளி
Electrolytic method — மின்பகுப்பு முறை
Electromagnetic separation — மின்காந்தப் பிரிப்புமுறை
Electromagnets — மின்காந்தங்கள்
Electron diffraction — எலெக்ட்ரான் விளிம்புவிளைவு
Electro negative nature — எதிர்மின் தன்மை
Electro negativity — எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்
Electropositive nature — நேர்மின் தன்மை
Electrothermal method — மின்வெப்பமுறை
Endothermic reaction — வெப்பம்கொள் வினை
End point — இறுதிப் புள்ளி
Energy level — ஆற்றல் மட்டம்
Equilibrium — சமநிலை
Equivalent weights — சமான எடை
Exothermic reaction — வெப்பம் உமிழ்வினை
Expansion engine — விரிவடையும் இயந்திரம்
Expansion valve — பெருக்க வால்வு
Explosive sound — வெடி ஒலி

F

Flux — இளக்கி
Fractional crystallisation — படிகமாக்கிப் பகுத்தல்
Fractional distillation — வடித்துப் பகுத்தல்
Fractionating tower — பகுப்புக் கோபுரம்
Froth flotation — நுரை மிதப்பு
Fungicide — பூஞ்சை கொல்லி

G

Gangue — காங்க்
Garlic odour — உள்ளிப்பூண்டின் மணம்
Germicide — கிருமிநாசினி

Glowing splint — தணற் குச்சி
Green pole — ஈரக் கழி
Grinding — அரைத்தல்
Groups — குழுக்கள்

H

Halogens — உப்பீனிகள்
Heavy hydrogen — கன ஹைட்ரஜன்
Heavy water — கனநீர்
Higher altitude — உயர்மட்டம்
Horizontal rows — படுக்கைப் பிரிவுகள்
Horn silver — கொம்பு வெள்ளி
Hydrated oxide — நீரேற்ற ஆக்சைடு
Hydrolysis — நீராற்பகுத்தல்
Hydroscopic — நீரினை உறிஞ்சும்

I

Immiscible — கலவா
Impurities — மாசுகள்
Inert gas — மந்த வாயு
Infra red rays — அகச்சிவப்புக் கதிர்கள்
Isotopes — ஐசோட்டோப்புகள்

L

Layer — பாளம்
Liquid air — நீர்மக் காற்று
Liquid hydrogen — நீர்ம ஹைட்ரஜன்
Long form periodic table — நீள்வடிவத் தொடர்வரிசை அட்டவணை
Long periods — நெடுந்தொடர்கள்

M

Magnetic field — காந்தப் புலம்
Malleable — தகடாக்கத்தக்கது
Mass spectrograph — பொருண்மை நிறமாலை வரைவி
Matte — மேட்டி
Mechanism — வழிமுறை
Meniscus — பிறைதளம்
Metallurgy — உலோகவியல்
Meteorites — விண்கற்கள்

Mineral	—	கனிமம்
Mineral deposits	—	தாதுப் படிவுகள்
Moderator	—	மட்டாக்கி
Moisture	—	ஈரம்

N

Nascent oxygen	—	புதுப்பிறப்பு ஆக்சிஜன்
Native ore	—	தனித்த தாதுப்படிவுகள்
Neutrons	—	நியூட்ரான்கள்
Non-volatile	—	ஆவியாகாத
Nuclear reactor	—	உட்கரு உலை
Nucleus	—	உட்கரு

O

Occlussion	—	உட்கவர்ச்சி
Opposite	—	முரண்பட்ட
Ore	—	தாது
Outer tube	—	வெளிக் குழாய்
Outlet	—	வெளி வாய்
Oxidation	—	ஆக்சீகரணம்
Oxidising agent	—	ஆக்சிகரணி
Oxygenated water	—	ஆக்சிஜனேற்றம் பெற்ற நீர்
Ozoniser	—	ஓசோனாக்கி
Ozonised oxygen	—	ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன்

P

Passivity	—	செயலறுநிலை
Pendulum	—	ஊசல்
Percentage	—	விழுக்காடு
Periodic Law	—	தொடர்வரிசை விதி
Periods	—	தொடர்கள்
Phosphor bronze	—	பாஸ்ஃபோர் வெண்கலம்
Phosphorite rock	—	பாஸ்ஃபோரைட் பாறை
Physical constant	—	பௌதிக மாறிலி
Polymorphism	—	பல்வடிவத்துவம்
Porcelain tubes	—	பீங்கான் குழாய்கள்
Porous solid	—	நுண்துளை மலிந்த திண்மம்
Potential	—	மின்னழுத்தம்
Precipitation	—	வீழ்படிவாக்கல்
Protein	—	புரதச் சத்து

Protium — புரோட்டியம்
Protons — புரோட்டான்கள்
Purification — தூய்மையாக்கல்
Pungent smell — கார மணம்

R

Rakes — பரம்புச் சட்டங்கள்
Rare earth metals — அருமண் உலோகங்கள்
Reduced pressure — குறைந்த அழுத்தம்
Reducing agent — குறைப்பான்
Reflux condenser — ஆவிமீள் குளிர்ப்புக் கலன்
Refrigerant — குளிர்ப்புப் பொருள்
Residue — எச்சம்
Resistance wire — மின்தடைக் கம்பி
Resonance — உடன் இசைவு
Respiratory organs — மூச்சுப்பாதையின் உறுப்புகள்
Reverberatory furnace — எதிர் அனல் உலை
Roasting — வறுத்தல்
Roasting shafts — சுழலும் கழிகள்

S

Short periods — குறுந்தொடர்கள்
Silent electric discharge — பொறியற்ற மின்பாய்ச்சல்
Slag — கசடு
Smell — மணம்
Solid state — திண்மநிலை
Space formula — கனபரிமாண வாய்பாடு
Stamp battery — குத்துக் கலன்
Sub-group — உட்குழு
Sub-levels — உள்மட்டங்கள்
Sublimation — பதங்கமாதல்
Suspension — தொங்கல்
Symbiotic bacteria — சிம்பயாட்டிக் பாக்டீரியா

T

Tailing of mercury — பாதரசம் திரியாதல்
Tracer — தடமறிவான்
Transition elements — இடைநிலைத் தனிமங்கள்
Transmutation — கருமாற்றம்

Trans uranium elements	—	யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள்
Triatomic	—	மூவணு மூலக்கூறுகள்
Triple superphosphate	—	மும்மடங்கு சூப்பர் ஃபாஸ்ஃபேட்
Tritium	—	டிரைட்டியம்
Tunnel railways	—	குழாய் ரயில்பாதைகள்
Turbine blades	—	டர்பைன் தகடுகள்

U

Ultraviolet radiations	—	புற ஊதாக் கதிர்கள்
Unsaturated	—	நிறைவுறு
Unstability	—	நிலையற்ற தன்மை
Upward displacement of air	—	காற்றினை மேல்முகப் பெயர்ச்சி செய்தல்

V

Vacuum desiccator	—	வெற்றிட உலர்த்தும் கலன்
Valency	—	இணைதிறன்
Vertical columns	—	செங்குத்துத் தொகுப்புகள்
Vertical divisions	—	செங்குத்துப் பிரிப்புகள்
Violent	—	வலவந்தமாக
Volatalising tower	—	ஆவியாக்கும் கோபுரம்

W

Washings	—	கழுவல்கள்
Wet method	—	ஈர முறை